

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ, МОЛОДІ ТА СПОРТУ УКРАЇНИ
НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ УКРАЇНИ
“КИЇВСЬКИЙ ПОЛІТЕХНІЧНИЙ ІНСТИТУТ”

Хімія

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт та завдання на додаткову роботу

для студентів видавничо-поліграфічного інституту

Навчальне електронне видання

Рекомендовано Вченою радою ХТФ

Київ
НТУУ “КПІ”
2012

Хімія. Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт та завдання на додаткову роботу для студентів видавничо-поліграфічного інституту./
Укладачі: Шульженко О.О. –К.: НТУУ "КПІ", 2012. -105 с.

Навчальне електронне видання

Хімія

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт та завдання на
додаткову роботу

для студентів видавничо-поліграфічного інституту

Укладачі *Шульженко Олена Олександрівна, ст. викл.*

Відповідальний

редактор *О.О. Андрійко, д. х. н., зав. кафедри загальної та неорганічної
хімії ХТФ НТУУ "КПІ"*

Рецензент

К.Д. Бутова, канд. хім. наук, доц.

ЗМІСТ

Зміст.....	3
Вступ.....	5
Оформлення звіту.....	5
Обладнання та матеріали.....	6
Правила роботи і техніки безпеки в хімічній лабораторії.....	7
Надання першої допомоги.....	9
Лабораторна робота 1. Атомно-молекулярне вчення. Основні поняття атомно-молекулярного вчення. Стехіометричні закони хімії.....	10
Лабораторна робота 2. Будова атома.....	19
Лабораторна робота 3. Періодичний закон.....	23
Лабораторна робота 4. Хімічний зв'язок. Властивості молекул. Міжмолекулярна взаємодія.....	26
Лабораторна робота 5. Загальні властивості розчинів.....	31
Лабораторна робота 6. Розчини електrolітів.....	38
Лабораторна робота 7. Дисоціація води, водневий показник. Гідроліз солей.....	42
Лабораторна робота 8. Окислювально-відновні процеси.....	46
Лабораторна робота 9. s-елементи I та II груп.....	52
Лабораторна робота 10. Алюміній.....	56
Лабораторна робота 11. Метали підгрупи германію.....	58
Лабораторна робота 12. Метали підгрупи хрому.....	61
Лабораторна робота 13. Метали підгрупи мангану.....	63
Лабораторна робота 14. Ферум.Кобальт.Никол.....	66
Лабораторна робота 15. Метали підгрупи купруму.....	69

Лабораторна робота 16. Метали підгрупи цинку.....	71
Завдання на додаткову роботу.....	75
Список рекомендованої літератури.....	96
Додатки	
1. Додаток А. Назви деяких простих речовин і елементів.....	98
2. Додаток Б. Назви деяких безоксигенових кислот та відповідних солей.....	99
3. Додаток В. Назви деяких оксигеновмісних кислот та відповідних солей.....	100
4. Додаток Г. Значення деяких фундаментальних сталих.....	102
5. Додаток Д. Розчинність кислот, основ та солей у воді	103
6. Додаток Е. Стандартні електродні потенціали деяких систем.....	105

ВСТУП

Ці завдання та методичні вказівки складені у відповідності до програми з загальної та неорганічної хімії для технологічних спеціальностей вищих учбових закладів і призначені для організації самостійної роботи студентів перед лабораторними заняттями з хімії, контролю знань та підготовки студентів до проведення лабораторних дослідів.

До кожної теми подані завдання для домашньої підготовки, які включають основні положення програми, контрольні запитання та задачі, експериментальну частину.

При підготовці теми необхідно вивчити програмні питання за літературними джерелами, вказаними в кінці даного посібника. Потім треба письмово розв'язати задачі, дати обґрунтовані відповіді на поставлені запитання, а також підготувати протокол лабораторних дослідів.

ОФОРМЛЕННЯ ЗВІТУ

На виконання дослідів отримують дозвіл лише ті студенти, які за результатами попереднього контролю знань мають достатній рівень теоретичної підготовки та ознайомлені з безпечними методами виконання лабораторної роботи.

До кожної лабораторної роботи звіт оформлюють за наступною схемою:

Хід роботи	Спостереження

У розділі “Хід роботи” скорочено описують те, що необхідно зробити, послідовність виконання роботи. У розділі “ Спостереження” описують, які явища спостерігаються в процесі хімічної реакції, які хімічні та фізичні перетворення відбуваються, як змінюється забарвлення, можливо виділяється газ або випадає осад. До кожного досліду через всю сторінку пишуть рівняння хімічної реакції.

В кінці лабораторної роботи пишуть загальний висновок до всієї роботи. Робота вважається зарахованою тоді, коли вона вчасно виконана студентом, захищена їм та підписана викладачем.

ОБЛАДНАННЯ ТА МАТЕРІАЛИ

Всі лабораторні роботи слід виконувати у скляному посуді: пробірках або хімічних склянках. Якщо потрібно нагрівання, треба користуватися електричними нагрівачами або, якщо речовини вогнебезпечні, - газовими пальниками.

Дотримуватись правил техніки безпеки. Після закінчення роботи помити посуд та прибрати робоче місце.

ПРАВИЛА РОБОТИ І ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ

Студенти не мають право виконувати досліди, які не передбачено
учбовим планом.

Для кожного студента в хімічній лабораторії надається обладнане
робоче місце, яке слід тримати у чистоті.

Досліди рекомендується виконувати у спецодязі. Виконуючи
дослідження, студент повинен бути уважним та зосередженим, стежити за
протіканням хімічного процесу, за роботою приладу. Власні спостереження
та основні висновки слід заносити до лабораторного зошита, завчасно
підготувати протокол з усіма хімічними рівняннями до дослідів.

Працюючи в хімічній лабораторії, треба суворо дотримуватись таких
основних правил:

1. Досліди, що супроводжуються виділенням газів, а також передбачають
використання концентрованих розчинів кислот або лугів, потребують
нагрівання або випаровування, треба проводити тільки у витяжній шафі.
2. Досліди з вогнебезпечними речовинами можна виконувати тільки за
відсутності відкритого вогню. Для нагрівання треба користуватися водяними
банями або електричними нагрівачами.
3. Працюючи з лужними металами, пам'ятайте, що кількість їх повинна бути
обмежена. Уникайте їх контакту з вологою, тримаючи під шаром гасу, що не
містить води. Залишки після експерименту не викидайте у воду, тільки в
окрему, призначену для цього, склянку.
4. Нагріваючи розчини у скляних пробірках, користуйтеся спеціальним
затискачем. Слідкуйте, щоб отвір пробірки знаходився у безпечному

напрямку (від себе та від товаришів по роботі). Не слід торкатися руками нагрітої частини пробірки.

5. Не торкайтесь руками твердих лугів. Тверді речовини набирають чистим сухим шпателем.

6. Не нахиляйте обличчя над реакційною сумішшю. Якщо необхідно визначити запах газу, папірцем або долонею руки обережно спрямуйте його в напрямку носа.

7. При розведенні кислоти водою пам'ятайте, що **кислоту доливають у воду, а не навпаки.**

8. Розчинів реактивів у пробірку наливайте не більше 2 мл, якщо немає спеціальних вказівок, потім ретельно закрийте склянку тим самим корком і поставте на те саме місце.

9. Надлишки реактивів не пересипають чи зливають у їхні склянки, а повертають черговому лаборанту.

10. Залишки солей меркурію, аргентуму, ауруму, бісмуту, бромю, йоду передають черговому лаборанту.

11. При виконанні лабораторних дослідів дбайливо ставтесь до обладнання та майна лабораторії.

12. Якщо при виконанні досліду виникне пожежа, слід негайно припинити доступ кисню повітря до них. Для цього використовують ковдру, пісок, вогнегасник. Водою можна користуватися тільки тоді, коли відомо, що речовини з нею не реагують, а також вимкнене все електрообладнання.

НАДАННЯ ПЕРШОЇ ДОПОМОГИ

Якщо концентрований розчин потрапив на шкіру, уражене місце слід ретельно промити проточною водою. Після цього місце, що піддавалось дії кислоти, змочують 2% розчином соди, опік лугом змочують 3% розчином оцтової кислоти і негайно звертаються до лікаря.

У разі термічного опіку уражене місце обробляють 3% розчином перманганату калію, потім накладають стерильну пов'язку з протиопіковою сумішшю.

У випадку поранень при необережній роботі зі склом рану промивають розчином пероксиду водню, обробляють йодом, накладають стерильну пов'язку.

Лабораторна робота 1

АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОГО ВЧЕННЯ. СТЕХІОМЕТРИЧНІ ЗАКОНИ ХІМІЇ

Мета роботи: навчитися експериментально визначати молярні маси еквівалентів металів.

Теоретичні відомості

Молярні маси еквівалентів металів визначають об'ємним методом за кількістю газу, масу якого розраховують за рівнянням Менделєєва-Клапейрона. Далі молярну масу еквівалентів металу розраховують за законом еквівалентів.

Завдання для домашньої підготовки

Речовина і поле як форми існування матерії. Предмет та задачі хімії. Місце хімії в системі наук.

Основні поняття хімії: атом, елемент, прості та складні речовини, алотропія. Молекула. Атомна і молекулярна маса. Моль, молярна маса.

Закон еквівалентів. Еквівалент, еквівалентна маса елемента. Молярна маса еквівалентів. Поняття про еквіваленти складних речовин.

Закони збереження маси речовин, сталості складу. Межі їх застосування, пояснення з позицій атомно-молекулярного вчення. Закон Авогадро та його наслідки. Молярний об'єм газу. Поняття про відносну густину газу. Способи визначення молекулярних мас газоподібних речовин.

Контрольні запитання і задачі

1. Що таке атом, елемент, проста речовина? У чому відмінності понять елемент і проста речовина?

2. Що таке еквівалент, еквівалентна маса? Чи може еквівалент бути ідентичним атому, молекулі речовини, в яких випадках?

3. Сформулюйте закон еквівалентів, наведіть його математичний вираз та поясніть його з позицій атомно-молекулярного вчення.

4. Чому дорівнюють еквівалент, еквівалентна маса та молярна маса еквівалентів:

а) сульфуру в сполуках H_2S , SO_2 , BaSO_4 ;

б) фосфору в сполуках PH_3 , P_2O_3 , H_2PO_4 .

5. Чому дорівнюють еквівалент, еквівалентна маса та молярна маса еквівалентів складних сполук:

а) сульфатної кислоти H_2SO_4 та ортофосфатної кислоти H_3PO_4 ;

б) гідроксидів феруму(II) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ і феруму(III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$;

в) нітрату магнію $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ та ортофосфату магнію $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$?

6. Метал (M) взаємодіє з сіркою (S). Валентність сульфуру у продукті реакції дорівнює 2. Визначте еквівалентну масу металу, якщо:

а) $m(\text{M}) = 3$ г, $m(\text{S}) = 1,64$ г;

б) $m(\text{M}) = 1,74$ г, $m(\text{S}) = 1$ г;

в) $m(\text{M}) = 1$ г, $m(\text{S}) = 1,78$ г.

7. Наважка металу ($m(\text{M})$) витісняє з кислоти 0,56 л водню (н.у.). Розрахуйте еквівалентну масу металу. Маса металу в г подана далі:

а) 2,81;

б) 0,347.

8. Визначте об'єм кисню (н.у.), що витрачається при згорянні 8 г металу, еквівалентна маса якого дорівнює 20.

9. При спалюванні 3 г двовалентного металу утворилося 4,2 г його оксиду. Визначте, користуючись законом еквівалентів, атомну масу металу.

10. Сформулюйте закон збереження маси речовин, поясніть його з позицій атомно-молекулярного вчення.

11. Сформулюйте закон сталості складу, поясніть його з позицій атомно-молекулярного вчення.

12. Наведіть формулювання закону Авогадро, вкажіть межі його застосування, поясніть з позицій молекулярно-кінетичної теорії.

13. Сформулюйте наслідки закону Авогадро.

14. Що таке густина та відносна густина газів? Як їх можна використати для визначення молекулярних мас газів?

15. Поясніть, де міститься більше атомів в: 1 г заліза чи в 1 г сірки? Наведіть необхідні розрахунки.

16. Яка кількість речовини (моль) та скільки молекул міститься в 7 г азоту? Який об'єм займають 7 г азоту за н.у.?

17. Густина газу за воднем становить 29. Знайдіть його молярну масу, відносну густина за повітрям та масу однієї молекули.

18. Обчисліть молярну масу газу, 6 г якого займає об'єм 7 л за температурі 477°C і тиску 83,1 кПа ($R = 8,31$ Дж/(моль К)).

19. За деякої температури густина пари сірки за повітрям складає 6,62, а фосфору - 4,28. Скільки атомів сульфуру та фосфору входить до складу молекул за цих умов?

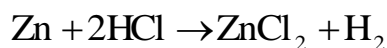
20. Густина за повітрям газоподібної сполуки силіцію з гідрогеном дорівнює 4,22. Знайдіть її формулу, якщо ця сполука містить 91,77 % силіцію.

21*. В результаті розкладання 21 г карбонату двовалентного металу виділилось 5,6 л оксиду карбону(IV) (за н.у.). Встановити формулу солі.

Експериментальна частина

Визначення молярної маси еквівалентів металу

Молярну масу еквівалентів цинку потрібно визначити об'ємним методом за результатами дослідження взаємодії цинку з хлоридною кислотою:



У колбу місткістю 250 мл налейте через лійку 20 мл розчину хлоридної кислоти так, щоб кислота не попала зсередини на шийку колби. Потім колбу потрібно закріпити горизонтально (див. малюнок). У шийку колби покладіть шматочок цинку, попередньо зважений з точністю до 0,01 г. Отвір колби щільно закрийте газовідвідною трубкою, протилежний кінець якої занурте у кристалізатор з водою.

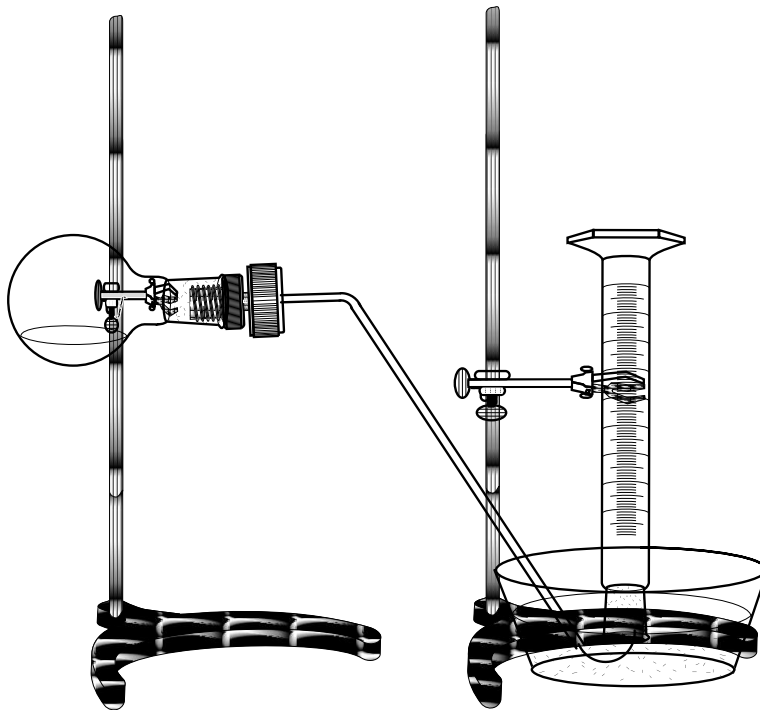


Рис.1 Прилад для визначення молярної маси еквівалентів металу

Прилад (рис.1) потрібно перевірити на герметичність. Для цього нагрійте рукою верхню частину колби. Якщо прилад герметичний, з трубки будуть виділятися бульбашки повітря. Якщо бульбашки не виділяються, то необхідно перевірити всі місця з'єднання. Потім окремо заповніть мірний циліндр місткістю 250 мл водою та закрийте скляною пластинкою так, щоб у циліндрі не було бульбашок повітря. Опустіть циліндр у кристалізатор з водою отвором донизу і під водою заберіть пластинку, закріпіть циліндр у штативі вертикально.

Кінець газовідвідної трубки підведіть під циліндр (див. рис. 1) і переведіть колбу у вертикальне положення. Потрапивши на дно колби, шматочок цинку починає взаємодіяти з кислотою. Водень, що виділяється,

буде збиратися в циліндрі над водою, витісняючи її. Після розчинення цинку слід виміряти об'єм водню, що виділився, та висоту водяного стовпа від поверхні води в кристалізаторі до поверхні води у циліндрі.

Дані досліду занесіть до лабораторного журналу:

1. Маса наважки металу m , г
2. Об'єм водню в циліндрі $V(\text{H}_2)$, мл
3. Висота водяного стовпа h , мм
4. Барометричний тиск P_6 , мм рт. ст.
5. Температура t , °C
6. Тиск водяної пари, що насичує простір при температурі досліду (з таблиці) $P(\text{H}_2\text{O})$, мм рт.ст.

Тиск водню в циліндрі $P(\text{H}_2)$ визначте із співвідношення:

$$P_6 = P(\text{H}_2) + P(\text{H}_2\text{O}) + \frac{h}{13,6}$$

розрахуйте масу водню за рівнянням Менделєєва-Клапейрона:

$$PV = \frac{m(\text{H}_2)}{M(\text{H}_2)} RT$$

при цьому значення P, V, T треба спочатку перевести в систему СІ (1мм рт.ст. = 133,12 Па, 1мл = 10^{-6} м³; $R = 8,31$ Дж/(моль К)).

Молярну масу еквівалентів цинку розрахуйте, користуючись законом еквівалентів:

$$\frac{m(\text{Zn})}{m(\text{H}_2)} = \frac{M(\frac{1}{2}\text{Zn})}{M(\text{H})}$$

Визначте абсолютну (Δ) та відносну (δ) похибки досліду:

$$\Delta = \left| M\left(\frac{1}{2}\text{Zn}\right)_{\text{досл}} - M\left(\frac{1}{2}\text{Zn}\right)_{\text{теор}} \right|;$$

$$\delta = \frac{\Delta}{M\left(\frac{1}{2}\text{Zn}\right)_{\text{теор}}}$$

Визначення молярної маси вуглекислого газу.

Суху колбу місткістю 250 мл закрийте корком. Олівцем на склі позначте рівень, до якого корок уходить у шийку колби. Зважте закриту корком колбу на технохімічних терезах із точністю до 0,01 г. Заповніть колбу вуглекислим газом з апарата Кіппа (рис.2). Повноту заповнення перевірте тліючою скибкою. Закрийте колбу корком так, щоб він зайняв попереднє положення. Зважте колбу з вуглекислим газом.

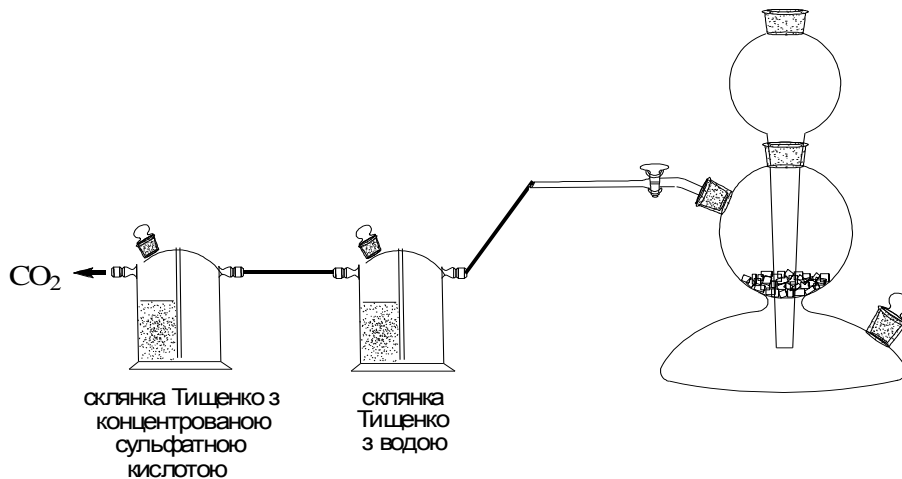


Рис.2. Одержання, очищення та сушіння вуглекислого газу.

Повторіть наповнення колби вуглекислим газом і знову зважте її. Розбіжність між масами не має перевищувати похибки зважування (0,01 г). Якщо різниця більша за це значення, потрібно повторити наповнення колби вуглекислим газом та зважування.

Налийте в колбу води до позначки та визначите її об'єм, вимірявши його мірним циліндром. Об'єм колби дорівнює об'єму повітря та об'єму вуглекислого газу, яким наповнювали колбу.

Дані досліду занесіть до лабораторного журналу:

1. Маса колби з повітрям $m_{к+п}$, г
2. Маса колби з вуглекислим газом $m_{к+CO_2}$, г
3. Об'єм колби V , мл
4. Температура t , °С
5. Барометричний тиск P_6 , мм рт. ст.

Перерахуйте об'єм повітря (вуглекислого газу) на н.у.:

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P \cdot V}{T}$$

Знайдіть кількість речовини повітря у колбі:

$$n_{п} = \frac{V_0}{V_{м}}$$

Розрахуйте масу повітря $m_{п}$ у колбі:

$$m_{п} = n_{п} \cdot M_{п},$$

де $M_{п} = 29$ г/моль – молярна маса повітря.

Знайдіть масу колби:

$$m_{к} = m_{к+п} - m_{п}$$

та масу вуглекислого газу:

$$m_{CO_2} = m_{к+CO_2} - m_{к}$$

Розрахуйте молярну масу вуглекислого газу M_{CO_2} трьома способами:

1. за кількістю речовини вуглекислого газу в колбі:

$$n_{\text{CO}_2} = n_n; n_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}} \quad (1)$$

2. за відсноною густиною за повітрям:

$$\frac{m_{\text{CO}_2}}{m_n} = \frac{M_{\text{CO}_2}}{M_n} \quad (2)$$

3. за рівнянням Менделєєва-Клапейрона:

$$P \cdot V = \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}} \cdot R \cdot T \quad (3)$$

Визначте середнє значення молярної маси:

$$M_{\text{CO}_2}(\text{сер}) = \frac{M_{\text{CO}_2}(1) + M_{\text{CO}_2}(2) + M_{\text{CO}_2}(3)}{3}$$

Визначте абсолютну (Δ) та відносну (δ) похибки досліду:

$$\Delta = |M_{\text{CO}_2}(\text{сер}) - M_{\text{CO}_2}(\text{теор})|;$$

$$\delta = \frac{\Delta}{M_{\text{CO}_2}(\text{теор})}$$

Лабораторна робота 2

БУДОВА АТОМА

Мета роботи: навчитися складати електронні формули та схеми атомів елементів.

Теоретичні відомості

Рух електронів у навколоядерному просторі описується законами квантової механіки. Знаючи елементи теорії квантової механіки, інтервали значень квантових чисел (n - головне, визначає повну енергію електрона; l - орбітальне, визначає форму орбіта лі (рис.3); m - магнітне, визначає розподіл орбіта лей у просторі; m_s - спінове, спрощено передають як обертання електрона навколо власної осі), можна охарактеризувати будову електронної оболонки атомів за допомогою електронних формул та схем.

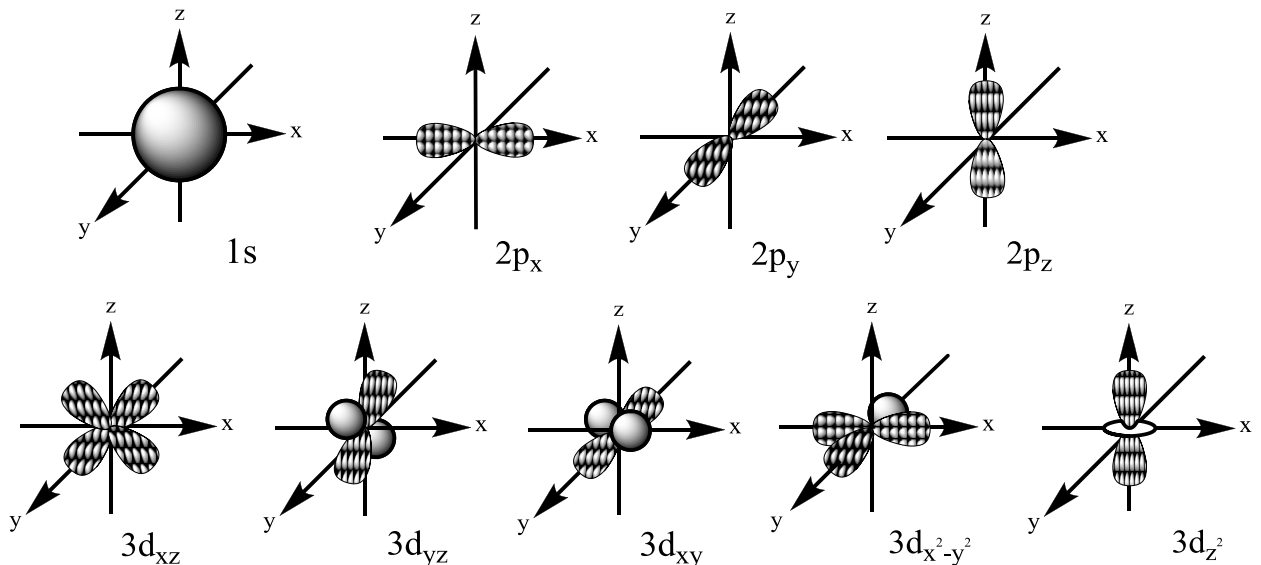


Рис.3. Форми орбіталей.

Завдання для домашньої підготовки

Атом. Абсолютні маси атомів. Електрон, його маса, заряд, спіні. Теорія Резерфорда. Складові частини атома: ядро та електронна оболонка. Квантовий характер випромінювання і поглинання енергії. Рівняння Планка. Теорія будови атома гідрогену Бора. Спектр атома гідрогену як експериментальне підтвердження теорії Бора.

Хвильові властивості електрона. Рівняння де Бройля. Поняття про квантову механіку. Рівняння Шредінгера для стаціонарних станів. Хвильова функція та її властивості. Фізичний зміст $|\Psi|^2$. Електронна хмара, орбіталі. Квантові числа: головне, орбітальне, магнітне, спінове. Їх фізичний зміст та межі значень. Енергетичні рівні та підрівні. Форми s-, p-, d- та f-орбіталей. Принцип Паулі. Характеристика електронів в атомі за допомогою чотирьох квантових чисел. Правило Гунда. Послідовність заповнення електронами енергетичних підрівнів. Принцип найменшої енергії. Електронні формули та електронні схеми атомів.

Контрольні запитання та задачі

1. Сформулюйте 1-й постулат Бора та наведіть його математичний вираз.

2. Наведіть рівняння де Бройля та поясніть його суть.

3. Використовуючи формулу, яка показує залежність енергії електрона від головного квантового числа для атома гідрогену, поясніть:

а) на якому рівні – I чи II – електрон має більшу енергію?

б) у якому випадку виділяється квант з більшою енергією: при переході електрона з II рівня на I чи з III на II?

Відповідь підтвердіть відповідними розрахунками.

4. Поясніть, чи існують підрівні:

а) 1s, 2p, 2f, 3d;

б) 1d, 2s, 3f, 4p.

Відповідь обґрунтуйте, вказавши значення n та l для відповідних підрівнів.

5. Яке квантове число визначає форму орбіталей? Наведіть приклади.

6. Покажіть за допомогою схем, як розташовані електрони:

а) на d-підрівні, якщо $\Sigma m_s = 0, 1$ та 2 ;

б) на p-підрівні, якщо $\Sigma m_s = 0$ та 1 .

7. Яким набором квантових чисел характеризується кожна орбіталь та кожний електрон таких підрівнів:

а) $4p^4$;

б) $3d^8$;

в) $4f^9$.

Відповідь наведіть у вигляді таблиць:

Орбіталі			
№	n	l	m

Електрони				
№	n	l	m	m_s

8. Поясніть, використовуючи принцип Паулі та значення квантових чисел, яка максимальна кількість електронів може знаходитись:

а) на p-підрівні;

б) на d-підрівні;

в) на f-підрівні.

9. Наведіть електронні формули та схеми атомів елементів, що мають порядкові номери:

а) 15, 22, 31;

б) 13, 26, 33;

в) 23, 34, 40.

Для останнього елемента поясніть послідовність заповнення підрівнів.

Лабораторна робота 3

ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН

Мета роботи: навчитись знаходити місце елемента в періодичній системі, виходячи з будови валентних підрівнів атомів елементів.

Теоретичні відомості

Періодичний закон та періодична система елементів тісно пов'язані з періодичним характером зміни будови валентних підрівнів атомів і дозволяє пояснити характер зміни хімічних властивостей елементів в залежності від зарядів атомних ядер.

Завдання для домашньої підготовки

Періодичний закон Д. І. Менделєєва, його формулювання. Періодичні та неперіодичні властивості елементів. Періодична система як втілення періодичного закону. Структура періодичного закону: періоди, групи, підгрупи. Номер групи та валентність елементів.

Зміна властивостей елементів у періоді, групі. Місце елемента в періодичній системі як його найважливіша характеристика. Передбачення властивостей невідомих елементів за допомогою періодичного закону. Загальнонаукове значення періодичного закону.

Закон Мозлі. Сучасне формулювання періодичного закону. Періодична система та її зв'язок з будовою атома. Номер періоду, його фізичний зміст. Заповнення електронами підрівнів у кожному періоді. Кількість елементів в періоді: s-, p-, d- та f-елементи.

Особливості електронної будови атомів у головних та в побічних підгрупах. “Проскок” електрона. Номер групи та його фізичний зміст.

f-елементи, особливості їх електронної будови та положення в періодичній системі.

Радіуси атомів, їх зміна в періодах, групах.

Енергія іонізації, її зміна в періодах та групах. Енергія спорідненості до електрона, її залежність від електронної будови атома. Електронегативність. Значення електронегативності для характеристики хімічних властивостей елементів та типу хімічного зв'язку.

Контрольні запитання та задачі

1. Наведіть формулювання періодичного закону за Д. І. Менделєєвим. У чому воно не узгоджується зі структурою періодичної таблиці?

2. Що таке ізотопи? Поясніть, чи узгоджується початкове формулювання періодичного закону з існуванням ізотопів.

3. Сформулюйте закон Мозлі, наведіть його математичний вираз, поясніть зміст величин, що до нього входять.

4. Як пояснити суть закону Мозлі з позицій теорії будови атома, чому відкриття закону Мозлі призвело до зміни формулювання періодичного закону?

5. Наведіть сучасне формулювання періодичного закону, поясніть у чому його перевага у порівнянні з початковим.

6. Як пояснити, чому в заданих далі періодах міститься різне число елементів:

а) у першому та другому;

б) у третьому та четвертому.

7. Які підрівні заповнюються у атомів елементів:

- а) четвертого;
- б) п'ятого;
- в) шостого періодів?

Поясніть, у яких елементів цього періоду заповнюються s-, p-, d- чи f-підрівні, скільки та які елементи (s, p, d, f) належать до головних та побічних підгруп.

8. Поясніть особливості розташування в періодичній таблиці f-елементів.

9. Наведені закінчення електронних формул атомів елементів:

- а) $2p^6 3s^2 3p^3$;
- б) $3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$;
- в) $4p^6 5s^2$;
- г) $4f^7 5s^2 5p^6 6s^2$.

Підкресліть валентні підрівні атомів елементів, поясніть, в якій групі, підгрупі, періоді знаходяться ці елементи.

10. Наведіть електронні формули атомів елементів, що мають порядковий номер:

- а) 21;
- б) 32;
- в) 41;
- г) 91;
- д) 48;
- е) 79;
- ж) 61.

Знайдіть валентні електрони, поясніть, виходячи з будови електронних оболонок атомів, у якому періоді, групі, підгрупі знаходяться ці елементи.

11. Поясніть, як і чому змінюється енергія іонізації у елементів другого періоду. Чи є її зміна монотонною? Чому?

12. Що таке енергія спорідненості до електрона? У яких елементів другого періоду вона найбільша, у яких набуває від'ємних значень, чому?

13. Що таке електронегативність, як вона визначається, з якими властивостями елементів вона пов'язана?

14. Наведіть приклади елементів, у яких спостерігається “проскок” електрона. Чому він виникає?

15*. Який інертний газ та йони яких елементів мають однакову електронну конфігурацію з частинкою, що утворюється в результаті видалення з атома фосфору всіх валентних електронів?

16*. Чи можуть електрони йона Ca^{2+} перебувати на таких підрівнях:

- а) 3s;
- б) 2d;
- в) 4p.

Лабораторна робота 4

ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК. ВЛАСТИВОСТІ МОЛЕКУЛ. МІЖМОЛЕКУЛЯРНА ВЗАЄМОДІЯ

Мета роботи: вивчити механізм утворення ковалентного зв'язку за методом валентних зв'язків, механізм утворення йонного зв'язку.

Теоретичні відомості

Природа хімічного зв'язку суттєво впливає на властивості речовин. Метод валентних зв'язків дозволяє на якісному рівні пояснити просторову будову молекул.

Завдання для домашньої підготовки

Валентні електрони та валентності атомів у нормальному та збудженому станах. Суть ковалентного зв'язку. Двоцентровий двоелектронний зв'язок на прикладі молекули H_2 . Довжина та енергія ковалентного зв'язку.

Основні положення *методу валентних зв'язків* (МВЗ). Насеність і напрямленість ковалентного зв'язку. Валентні кути в ковалентних молекулах. Гібридизація атомних орбіталей, типи гібридизації.

Приклади молекул з різними типами гібридизації атомних орбіталей. σ -, π -зв'язки. Делокалізований π -зв'язок.

Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку.

Механізм утворення йонного зв'язку, його властивості: ненасиченість та ненапрявленість.

Полярність хімічного зв'язку. Ефективні заряди атомів та ступені окиснення. Залежність полярності зв'язку від електронегативності атомів.

Полярність молекул. Дипольний момент, його залежність від полярності зв'язку та просторової будови молекул. Здатність молекул до поляризації.

Міжмолекулярна взаємодія та її вплив на утворення конденсованого стану речовин. Орієнтаційна, індукційна та дисперсійна взаємодії, їх зв'язок з полярністю та здатністю молекул до поляризації.

Водневий зв'язок, його особливості. Міжмолекулярний та внутрішньомолекулярний водневий зв'язок, його вплив на властивості речовин.

Контрольні запитання та задачі

1. Використовуючи електронні схеми валентних підрівнів атомів:

- а) флуору та хлору;
- б) кисню та сульфуру

поясніть, чому вони мають різні валентності, хоч і розташовані в одній підгрупі періодичної системи.

2. Що таке довжина зв'язку, від чого вона залежить? Наведіть приклади.

3. Що таке енергія зв'язку, від чого вона залежить? Наведіть приклади.

4. Визначте, які орбіталі атомів беруть участь в утворенні хімічних зв'язків у молекулах:

- а) H_2 ;
- б) HF ;
- в) F_2 ;
- г) N_2 .

Наведіть схеми перекривання атомних орбіталей.

5. Наведіть електронні схеми центральних атомів, визначте наявність та тип гібридизації, наведіть схеми перекривання орбіталей в молекулах:

- а) H_2S ;
- б) $BeCl_2$;
- в) BCl_3 ;

г) CH_4 ;

д) H_2O .

6. Поясніть, як утворюються хімічні зв'язки в молекулах:

а) C_2H_4 ;

б) C_2H_2 .

Відповідь дайте відповідно до наведеного нижче плану:

- електронна схема валентних підрівнів центрального атома,
- розподіл електронів між σ - та π -зв'язками,
- тип гібридизації при утворенні σ -зв'язків,
- схема перекривання атомних орбіталей при утворенні σ - та π -зв'язків; зверніть увагу чи π -зв'язок є локалізованим, чи делокалізованим.

7. Використовуючи план відповіді попереднього питання, спробуйте передбачити тип гібридизації центрального атома та геометричну будову молекул:

а) BFCl_2 ;

б) CO_2 ;

в) CH_2Cl_2 ;

г) NCl_3 .

8. Поясніть, як утворюється хімічний зв'язок при взаємодії:

а) NH_3 та H^+ ;

б) H_2O та H^+ .

9. Поясніть, чому йонний зв'язок ненасичуваний та ненапрявлений (порівняти з ковалентним).

10. Знайдіть, використовуючи значення електронегативності, ступінь окиснення вказаного елемента в його сполуках:

- а) кисню в H_2O , H_2O_2 , BaO_2 , OF_2 , O_3 ;
- б) карбону в CS_2 , CH_3Cl , CH_4 , C_2H_2 , Al_4C_3 ;
- в) нітрогену в NH_3 , NH_2OH , N_2H_4 , HNO_2 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

11. Поясніть, чи є полярними молекули, проаналізувавши їх будову та полярності окремих хімічних зв'язків:

- а) H_2O та CO_2 ;
- б) NH_3 та BCl_3 ;
- в) CH_4 та CH_3Cl .

13. Для заданого ряду молекул поясніть, як і чому змінюється:

- полярність хімічних зв'язків, полярність молекул та значення дипольних моментів;
- здатність молекул до поляризації;
- енергія орієнтаційної взаємодії;
- енергія дисперсійної взаємодії.

Який з типів міжмолекулярної взаємодії переважає і чому?

- а) HCl , HBr , HI ;
- б) CH_4 , SiH_4 , GeH_4 .

14. Поясніть, як виникає водневий зв'язок. Наведіть приклади речовин з водневим зв'язком.

Лабораторна робота 5

ЗАГАЛЬНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ

Мета роботи: навчитися визначати теплоту розчинення, теплоту гідратації, вивчити, як впливає зміна температури на розчинність різних речовин.

Теоретичні відомості

За міжнародною системою одиниць СІ рекомендується користуватися такими способами вираження концентрації розчинів (в дужках, у деяких випадках, наводяться колишні назви, які тепер рекомендуються не вживати):

1. **Масова частка** $\omega(X)$ (масовий процент, процентна концентрація) визначається як відношення маси розчиненої речовини $m(X)$ до загальної маси розчину m_p :

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m_p}, \quad \text{або} \quad \omega(X) = \frac{m(X)}{m_p} \cdot 100\%$$

Якщо розчин складається з двох компонентів, $m_p = m(X) + m(S)$, де $m(S)$ – маса розчинника.

2. **Молярна частка** $N(X)$ – це відношення числа молів розчиненої речовини $n(X)$ до загального числа молів усіх речовин у розчині $\sum n_i$:

$$N(X) = \frac{n(X)}{\sum n_j}, \quad \text{або} \quad N(X) = \frac{n(X)}{\sum n_j} \cdot 100\%$$

Наприклад, для двокомпонентної системи: $N(X) = \frac{n(X)}{n(X) + n(S)}$, де $n(S)$ - число молів розчинника.

Масова частка та молярна частка – безрозмірні величини.

3. **Молярна концентрація** $C(X)$ визначається як відношення числа молів розчиненої речовини $n(X)$ до об'єму розчину (розмірність моль/л, або моль/дм³):

$$C(X) = \frac{n(X)}{V_p}$$

де V_p – об'єм розчину.

4. **Моляльність** (моляльна концентрація) $b(X)$ – число молів розчиненої речовини $n(X)$ в 1 кг розчинника (розмірність моль/кг):

$$b(X) = \frac{n(X)}{m(S)}$$

де $m(S)$ – маса розчинника.

Якщо задані маси, об'єм або кількість молів розчиненої речовини та розчинника (чи розчину), для розрахунків концентрації використовуються наведені вище вирази, а також відомі співвідношення між масою та об'ємом речовин ($m = \rho \cdot V$) та між масою та кількістю речовини ($n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$).

Завдання для домашньої підготовки

Дисперсні системи. Типи розчинів. Істинні розчини. Розчинник та розчинена речовина. Способи вираження концентрації розчинів. Процеси, що протікають при розчиненні. Сольватація. Зміна ентальпії при розчиненні.

Вплив природи речовин, тиску та температури на розчинність газів, рідин та твердих речовин у рідинах.

Зниження тиску насиченої пари, підвищення температури кипіння та зниження температури кристалізації розчинів (закони Рауля). Визначення молекулярних мас розчинених речовин.

Контрольні запитання та задачі

1. Для кожного з названих нижче розчинів:

- а) 3,6 г хлориду натрію NaCl розчинено в 340 г води;
- б) 4,45 г броміду калію KBr розчинено в 564 г етанолу $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$;
- в) 35,2 г етиленгліколю $\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ розчинено в 65 г води;
- г) 2,4 г хлориду натрію NaCl та 3,6 г броміду калію KBr розчинено в 82 г води

розрахуйте масову частку кожної розчиненої речовини, молярну частку кожного компонента, молярність.

2. Молярна частка гідроксиду натрію NaOH у водному розчині становить 0,25, густина розчину $1,49 \text{ г/см}^3$. Розрахуйте масову частку гідроксиду натрію, його молярну та молярну концентрації.

3. Які розчини називають істинними? Чим істинні розчини подібні до хімічних сполук, а чим - до сумішей?

4. Що таке сольватація? Які процеси відбуваються і які сили міжмолекулярної взаємодії діють при розчиненні:

- а) метанолу CH_3OH у воді;
- б) азоту в етанолі $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$;
- в) нітрату калію у воді;

г) гексану C_6H_{14} в бензолі C_6H_6 ?

5. Для процесу розчинення газів у рідинах поясніть:

- позитивне чи негативне значення має ентальпія розчинення;
- як і чому впливає тиск на розчинність газів у рідинах, сформулюйте закон Генрі.

6. Для процесу розчинення кристалічних речовин у рідинах поясніть, позитивне чи негативне значення найчастіше має ентальпія розчинення.

7. Наведіть формулювання I-го закону Рауля, його математичний вираз. Поясніть зміст величин, що входять до цього виразу. Наведіть графік, що ілюструє I-й закон Рауля.

8. Наведіть формулювання та математичний вираз II-го закону Рауля для процесу кипіння розчинів нелетких неелектролітів у летких розчинниках. Як пов'язана зміна температури кипіння розчину із зміною тиску його насиченої пари (поясніть за допомогою відповідної графічної залежності)?

9. Наведіть формулювання та математичний вираз II-го закону Рауля для процесу кристалізації розчинів нелетких неелектролітів у летких розчинниках. Як пов'язана зміна температури кристалізації розчину із зміною тиску його насиченої пари (поясніть за допомогою відповідної графічної залежності)?

10. Чому дорівнює зниження тиску насиченої пари над розчинами, які містять:

- а) 18 г глюкози $C_6H_{12}O_6$ у 100 г води;
- б) 12 г сечовини $CO(NH_2)_2$ у 200 г води.

Температура розчинів $100\text{ }^{\circ}\text{C}$. Чому дорівнює тиск насиченої пари над розчинами за цих умов?

11. Розрахуйте температуру кипіння та температуру кристалізації розчину гліцерину $C_3H_8O_3$ у воді, якщо масова частка гліцерину дорівнює 3 %. ($E_{H_2O} = 0,52$ кГ град/моль, $K_{H_2O} = 1,86$ кГ град/моль).

12. Розрахуйте масу етиленгліколю $HOCH_2CH_2OH$, який потрібно додати до 5 кГ води, щоб приготувати розчин, що буде замерзати за 260,15 К. ($K_{H_2O} = 1,86$ кГ град/моль).

13. Знайдіть молекулярну масу речовини, якщо розчин, що містить 23 г цієї речовини в 200 г води, починає кипіти при 100,8 °С.

14. Поясніть, чи відрізняються температури кристалізації розчинів які містять у 2000 г води:

а) 0,5 моль цукру $C_{12}H_{22}O_{11}$ та 0,5 моль глюкози $C_6H_{12}O_6$;

б) 100 г цукру та 100 г глюкози.

Експериментальна частина

1. *Теплота розчинення*

а) Налийте в пробірку 3-4 мл води та виміряйте її температуру. Внесіть порцію (приблизно 1 г) хлориду амонію NH_4Cl , обережно перемішайте. Виміряйте температуру розчину, що утворився. Зробіть висновок про те, який знак має ΔH процесу розчинення.

б) Проведіть аналогічний дослід, використавши замість хлориду амонію NH_4Cl гідроксид калію KOH . Поясніть, чому ΔH розчинення NH_4Cl та KOH мають протилежні знаки.

2. Вплив температури на розчинність

а) До 3-4 мл насиченого розчину нітрату калію KNO_3 додайте трохи (0,5 г) кристалів цієї ж солі. Чи йде розчинення солі? Нагрійте розчин. Що відбувається при нагріванні? Чому?

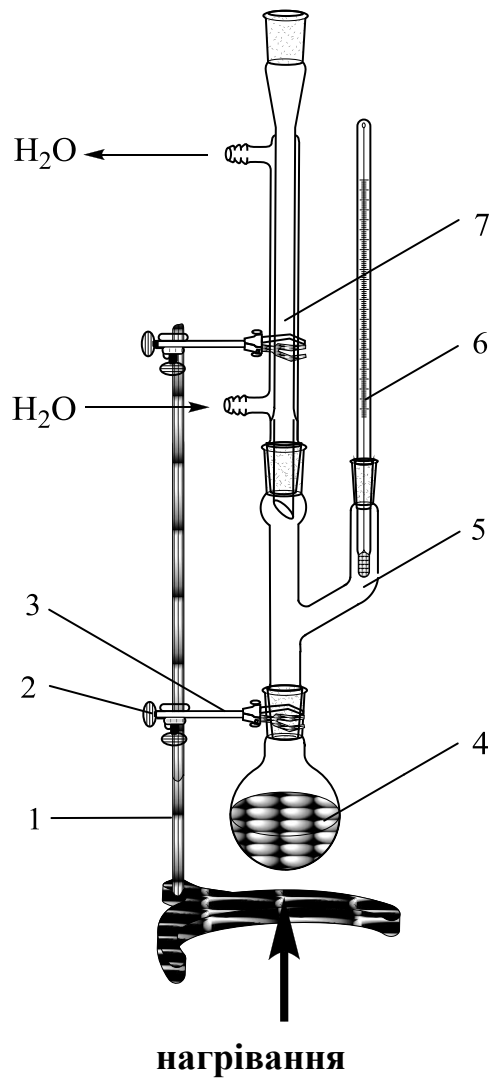
б) Нагрійте 2 мл насиченого розчину ацетату кальцію $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca}$. Поясніть причину утворення кристалів.

3. Приготування пересиченого розчину

До 1 г кристалічного тіосульфату натрію $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ додайте 1-2 краплі води та нагрійте до повного їх розчинення. Охолодіть пробірку проточною водою до кімнатної температури. Чи відбувається кристалізація? Що спостерігається при внесенні декількох кристалів цієї солі?

4. Підвищення температури кипіння розчину

Обладнання для вимірювання температури кипіння рідини під атмосферним тиском складається з колби, насадки, холодильника Лібіха, термометра (рис. 3). Для забезпечення рівномірності кипіння у колбу додають невелику кількість подрібнених пористих тіл (пемза, неглазурований фарфор, глина, цегла тощо). Температуру кипіння рідини вимірюють термометром.



1. Штатив.
2. Муфта.
3. Лапка.
4. Колба круглодонна.
5. Насадка.
6. Термометр.
7. Холодильник Лібіха (зворотний).

Рис. 3. Обладнання для вимірювання температури кипіння рідини за атмосферного тиску.

Виміряйте температуру кипіння води та розчину 2,9 г хлориду натрію NaCl в 25 мл води (концентрація солі 2 моль/л). Поясніть різницю температур кипіння розчину та розчинника.

Лабораторна робота 6

РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Мета роботи: порівняти силу електролітів, дослідити, як проходять реакції обміну в розчинах електролітів.

Теоретичні відомості

Для слабких електролітів зміщення положення рівноваги дисоціації відповідає принципу Ле Шательє, на відміну від сильних електролітів, дисоціація яких у розчинах є практично необоротним процесом. Також цей принцип можна застосувати для рівноваги у насиченому розчині малорозчинного сильного електроліта.

Завдання для домашньої підготовки

Відхилення розчинів електролітів від законів Рауля. Ізотонічний коефіцієнт. Ступінь дисоціації електроліту та його зв'язок з ізотонічним коефіцієнтом і електричною провідністю розчину. Роль розчинника в процесі дисоціації. Сильні та слабкі електроліти. Стан сильних електролітів у розчинах. Поняття про активні концентрації та коефіцієнт активності. Константа дисоціації слабого електроліту. Закон розведення. Ступінчаста дисоціація.

Рівновага в насиченому розчині малорозчинного електроліту. Добуток розчинності.

Йонні реакції в розчинах електролітів та умови їх перебігу до кінця.

Контрольні запитання та задачі

1. Розрахуйте ізотонічний коефіцієнт та уявний ступінь дисоціації електролітів (коефіцієнт активності), якщо:

а) розчин з молярною часткою гідроксиду натрію NaOH 0,009 кристалізується при $-1,71^\circ\text{C}$;

б) в 2000 г води розчинено 5,3 г карбонату натрію Na_2CO_3 , розчин кристалізується при $-0,13^\circ\text{C}$.

2. Розташуйте наведені речовини в порядку зростання температур кипіння їхніх розчинів з однаковою молярною концентрацією, поясніть порядок розташування:

а) бромід калію KBr , хлорид магнію MgCl_2 , бензойна кислота $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$;

б) сульфат алюмінію $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, гліцерин $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$, нітрат калію KNO_3 .

3. При зливанні розчинів яких речовин відбудуться реакції у розчині, чому? Запишіть рівняння відповідних реакцій у молекулярній та йонній формах:

а) хлорид кальцію CaCl_2 та карбонат натрію Na_2CO_3 ;

б) сульфат купрум(II) CuSO_4 та сульфід натрію Na_2S ;

в) хлорид натрію NaCl та нітратна кислота HNO_3 ;

г) сульфит калію K_2SO_3 та хлоридна кислота HCl ;

д) нітрат плюмбуму $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ та хлорид магнію MgCl_2 .

4. Ступені дисоціації ацетатної (оцтової) CH_3COOH та фторидної HF кислот дорівнюють, відповідно, 0,36 і 0,08, а їхні концентрації 10^{-4} та 10^{-1} моль/л. Яка з цих кислот є сильнішою, чому?

5. Наведіть рівняння ступінчастої дисоціації та вирази для ступінчастих констант дисоціації електролітів:

а) H_3PO_4 ;

б) $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

6. Виходячи з величини добутку розчинності (ДР), знайдіть розчинність у моль/л поданих далі солей:

а) бромід аргентуму AgBr , ДР = $5,0 \cdot 10^{-13}$;

б) хлорид плюмбуму PbCl_2 , ДР = $1,7 \cdot 10^{-5}$.

7*. Складіть рівняння реакцій у молекулярній та йонній формах:

1) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

2) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow$

3) $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow$

4) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$

5) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$

6) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$

7) $\text{AlCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$

8) $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow$

9) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$

10) $\text{H}_2\text{S} + \text{KOH} \rightarrow$

11) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$

- 12) $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 13) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- 14) $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
- 15) $\text{HBr} + \text{NaOH} \rightarrow$
- 16) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
- 17) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- 18) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{LiOH} \rightarrow$
- 19) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 20) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow$
- 21) $\text{HNO}_3 + \text{CaSO}_4 \rightarrow$
- 22) $\text{AlPO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 23) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$

Експериментальна частина

1. Йонні реакції

а) Налийте в пробірки по 2 мл розчинів сульфатної кислоти H_2SO_4 , сульфату натрію Na_2SO_4 та сульфату алюмінію $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ і додайте в кожен такий самий об'єм розчину хлориду барію BaCl_2 . Чи однаково протікають реакції, чому?

б) Налийте в дві пробірки по 2 мл розчину карбонату натрію Na_2CO_3 і додайте в одну з них такий самий об'єм розведеної сульфатної кислоти H_2SO_4 , а в другу – нітратної HNO_3 . Чи однаково протікають реакції, чому?

в) До розчину сульфату алюмінію додайте розчин аміаку. Отриманий осад поділіть на дві частини. До однієї додайте розчин хлоридної кислоти, до другої – розчин гідроксиду натрію. Що відбувається? Складіть рівняння реакцій у молекулярному та йонному вигляді.

г) До розчину сульфату цинку додайте по краплинах розчин гідроксиду натрію. Отриманий осад поділіть на дві частини. До однієї додайте розчин хлоридної кислоти, до другої – розчин гідроксиду натрію. Що відбувається? Складіть рівняння реакцій у молекулярному та йонному вигляді.

д) Запропонуйте два способи добування реакціями обміну гідроксиду магнію. Доведіть його основні властивості. Складіть рівняння реакцій у молекулярному та йонному вигляді.

2. Порівняння сили електролітів

До розчинів ацетатної (оцтової) CH_3COOH та хлоридної HCl кислот однакової концентрації ($C(\text{к-ти}) = 2$ моль/л) додайте по гранулі цинку. Порівняйте швидкості реакцій, поясніть, чому вони відрізняються.

Лабораторна робота 7

ДИСОЦІАЦІЯ ВОДИ, ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Мета роботи: навчитися вимірювати рН розчину за допомогою рН-метра та індикаторів, експериментально вивчити процеси гідролізу різних типів солей.

Теоретичні відомості

Гідроліз – це реакція обміну солі з водою, яка найчастіше супроводжується зміною рН розчину. Вивчення рН розчинів солей дає інформацію про перебіг реакції гідролізу. Гідролізу піддаються солі, що утворені слабкими кислотами або слабкими основами. Чим слабшою є основа або кислота, що утворили сіль, тим глибше протікає гідроліз.

Завдання для домашньої підготовки

Дисоціація води. Йонний добуток води. Водневий показник (рН) і його значення в нейтральному, кислому та лужному середовищі. Індикатори, способи визначення рН. Гідроліз солей, випадки гідролізу.

Контрольні запитання та задачі

1. Що таке йонний добуток води, як він пов'язаний з константою її дисоціації? Як змінюється його значення із зміною температури?

2. Виходячи із значення K_w , поясніть, які значення (інтервал значень) має рН:

- а) в нейтральному середовищі;
- б) в кислому середовищі;
- в) в лужному середовищі.

3. Знайти значення рН розчинів електrolітів:

- а) хлоридна кислота HCl , $C = 10^{-1}$ моль/л;
- б) сульфатна кислота H_2SO_4 , $C = 5 \cdot 10^{-3}$ моль/л;
- в) гідроксид натрію NaOH , $C = 10^{-2}$ моль/л;
- г) гідроксид барію $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $C = 5 \cdot 10^{-4}$ моль/л;

д) нітритна кислота HNO_2 $C = 10^{-1}$ моль/л, $K_D = 5,1 \cdot 10^{-4}$.

4. Яка концентрація хлоридної кислоти HCl або гідроксиду натрію NaOH в розчині, якщо рН його становить:

- а) 1;
- б) 8;
- в) 4;
- г) 12.

5. Складіть в йонній та молекулярній формах рівняння реакцій гідролізу:

- а) сульфиду калію K_2S ;
- б) хлориду феруму (III) FeCl_3 ;
- в) сульфату алюмінію $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$;
- г) сульфату купруму (II) CuSO_4 ;
- д) ортофосфату калію K_3PO_4 ;
- е) сульфіту натрію Na_2SO_3 ;
- ж) ацетату натрію CH_3COONa .

6. Вивчіть взаємодію у розчині таких солей:

- а) сульфату алюмінію $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ та карбонату натрію Na_2CO_3 ;
- б) нітрату хрому (III) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ та сульфиду натрію Na_2S ;
- в) хлориду феруму (III) FeCl_3 та сульфіту калію K_2SO_3 .

Поясніть явища, що спостерігаються, склавши відповідні рівняння реакцій у молекулярній та йонній формах.

Експериментальна частина

1. Індикатори

Визначте кольори індикаторів метилоранжу та фенолфталеїну в нейтральному, кислому і лужному середовищах. Для проведення досліду використайте, відповідно, дистильовану воду, розведені розчини хлоридної кислоти та гідроксиду натрію.

Результати досліду запишіть у табл. 1.

Таблиця 1

Індикатор	Забарвлення індикаторів		
	Нейтральне середовище	Кислота	Луг
Метилоранж			
Фенолфталеїн			

2. Гідроліз солей

Визначте забарвлення метилоранжу та фенолфталеїну у розчинах солей: хлориду натрію NaCl , сульфату цинку ZnSO_4 , карбонату натрію Na_2CO_3 . Зробіть висновок, яке середовище (кисле, нейтральне чи лужне) мають розчини цих солей, які з них гідролізують.

Визначте рН розчинів вказаних вище солей за допомогою рН-метра та універсального індикатора. В останньому випадку смужку універсального індикатора занурте у розчин солі і забарвлення індикатора порівняйте з еталонною шкалою. Результати дослідів запишіть у табл. 2.

Таблиця 2

Сіль	Забарвлення		Значення рН	
	Метил-оранжу	фенол-фталеїну	за універсальним індикатором	за рН-метром
NaCl				
ZnSO ₄				
Na ₂ CO ₃				

Поясніть значення рН розчинів, для цього запишіть рівняння реакцій гідролізу в йонній та молекулярній формах.

б) До розчину сульфату алюмінію додайте розчин сульфїду натрію. Яка речовина випадає в осад? Чому? Складіть рівняння реакції у молекулярному та йонному вигляді.

в) До розчину нітрату хрому додайте розчин карбонату натрію. Яка речовина випадає в осад? Чому? Складіть рівняння реакції у молекулярному та йонному вигляді.

Лабораторна робота 8

ОКИСЛЮВАЛЬНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ

Мета роботи: навчитися складати гальванічні елементи та вимірювати їх електрорушійну силу (ЕРС), навчитися користуватися електролізером та провести електроліз розчинів солей.

Теоретичні відомості

Гальванічний елемент – це електрохімічна система, в якій енергія хімічної реакції перетворюється в електричну енергію. Інший тип електрохімічної системи, в якій під час електролізу енергія електричного струму витрачається на протікання несамочинної хімічної реакції, називається електролізером. В обох типах електрохімічних систем процеси окиснення і відновлення розділені у просторі і перебігають в окремих частинах системи, що називаються електродами. Напрямок окислювально-відновної реакції та послідовність процесів на електродах визначається значеннями відповідних окислювально-відновних потенціалів.

Завдання для домашньої підготовки

Процеси окиснення та відновлення. Окисники та відновники. Електродний потенціал та його виникнення. Вплив умов на значення потенціалу. Стандартний електродний потенціал. Водневий електрод. Гальванічний елемент, його електрохімічна схема, процеси на електродах. Електрорушійна сила (ЕРС) гальванічного елементу.

Вимірювання стандартних електродних потенціалів. Залежність окислювальних та відновних властивостей від значень стандартних електродних потенціалів. Напрявленість окислювально-відновних процесів.

Електроліз. Послідовність розряду йонів на катоді та аноді. Закони електролізу.

Контрольні запитання та задачі

1. Складіть схему гальванічного елемента, який можна використати для вимірювання стандартного потенціалу електрода:

а) ртутного;

- б) нікелевого;
- в) цинкового.

Запишіть рівняння процесів, які протікають на електродах, сумарні рівняння реакцій, які відбуваються в гальванічному елементі, вкажіть окисник та відновник, знайдіть значення ЕРС елемента.

2. Визначте потенціали водневого електрода:

- а) у чистій воді;
- б) у хлоридній кислоті HCl ($C(\text{H}^+) = 0,01$ моль/л);
- в) у розчині гідроксиду натрію NaOH ($C(\text{OH}^-) = 0,01$ моль/л).

3. За значеннями окислювально-відновних потенціалів визначте, чи підуть самочинно реакції:

- а) $\text{Fe} + \text{Mn}^{2+} \leftrightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Mn}$
- б) $2\text{Fe}^{2+} + \text{Br}_2 \leftrightarrow 2\text{Fe}^{3+} + 2\text{Br}^-$
- в) $\text{Cd} + \text{Ni}^{2+} \leftrightarrow \text{Cd}^{2+} + \text{Ni}$
- г) $2\text{Fe}^{2+} + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{Fe}^{3+} + 2\text{I}^-$
- д) $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} \leftrightarrow \text{S} + 2\text{H}^+ + 2\text{I}^-$
- е) $\text{Cu} + 2\text{Fe}^{3+} \leftrightarrow 2\text{Fe}^{2+} + \text{Cu}^{2+}$

4. Які процеси відбуваються при електролізі:

- а) водного розчину сульфату нікелю NiSO_4 з інертним анодом;
- б) водного розчину сульфату нікелю NiSO_4 з нікелевим анодом;
- в) водного розчину нітрату натрію NaNO_3 з інертним анодом;
- г) розплаву та водного розчину бромиду натрію NaBr з інертним анодом;
- д) водного розчину нітрату аргентуму AgNO_3 з інертним анодом;

е) водного розчину нітрату аргентуму AgNO_3 з срібним анодом.

5. Розрахуйте масу

а) міді;

б) срібла;

в) бісмуту

що буде осаджений на катоді, якщо через розчин відповідної солі пропускати електричний струм силою 4 А на протязі 5 годин.

Експериментальна частина

1. Мідно-цинковий гальванічний елемент

Налийте у склянку 50 мл розчину сульфату купруму ($C(\text{CuSO}_4) = 1$ моль/л) і занурте в нього мідну пластинку, у керамічну склянку стільки ж розчину сульфату цинку ($C(\text{ZnSO}_4) = 1$ моль/л) і помістіть у нього цинкову пластинку. Керамічну склянку обережно опустіть у склянку. Виміряйте вольтметром різницю потенціалів та порівняйте її з теоретичною ЕРС. Складіть електрохімічну схему гальванічного елемента та наведіть рівняння реакцій, що відбуваються на електродах при його роботі.

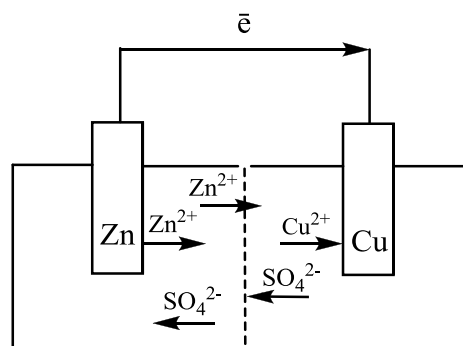


Рис. 4. Мідно-цинковий гальванічний елемент.

2. Корозія металів.

а) До шматочка алюмінію додайте невелику кількість (2 мл) розведеної сульфатної кислоти. Далі додаємо кілька краплин сульфату купруму(II). Що спостерігаємо? Чому збільшується швидкість виділення газу? Складіть електрохімічну схему корозійного гальванічного елемента та наведіть рівняння реакцій, що відбуваються на електродах при його роботі.

б) До невеликого шматочка магнію додайте розчин хлориду феруму(III). Через деякий час магній промийте дистильованою водою. Потім промитий шматочок магнію опустіть у воду і додайте фенол-фталеїн. Що спостерігаємо? Поясніть зміну забарвлення.

3. Електроліз водного розчину йодиду калію

Налийте в електролізер розчин йодиду калію KI, додайте 2-3 краплі фенолфталеїну. Занурте у розчин графітові електроди та підключіть їх до джерела постійного струму. Поясніть, чому змінюється забарвлення розчину біля електродів. Складіть рівняння процесів, що відбуваються на електродах.

4. Електроліз водного розчину сульфату купруму (II)

а) Налийте в склянку розчин сульфату купруму (II) CuSO_4 і опустіть у нього графітові електроди. Підключіть їх до джерела постійного струму. Простежте за змінами, що відбуваються на електродах. Запишіть рівняння процесів, які пояснюють ці зміни.

б) Поміняйте полюси електродів. Підключіть до того ж джерела струму. Простежте за зміною стану електродів. Складіть рівняння процесів, що відбуваються на електродах у цьому випадку.

5. Електроліз водного розчину сульфату калію

Налийте в електролізер розчин сульфату калію, додайте в обидва коліна лакмусу і опустіть у них графітові електроди. Підключіть їх до джерела постійного струму. Як змінюється колір розчину біля кожного з електродів. Запишіть рівняння процесів, які пояснюють ці зміни.

Лабораторна робота 9

S-ЕЛЕМЕНТИ І ТА ІІ ГРУП

Мета роботи: вивчити хімічні властивості s-елементів І та ІІ груп.

Завдання для домашньої підготовки.

Будова атомів s-елементів І групи, ступені окиснення, знаходження у природі, добування, властивості. Взаємодія металів з киснем, воднем, іншими неметалами, водою. Зміна хімічної активності в ряду Li - Na - K - Rb - Cs. Особливості властивостей літію. Оксиди, пероксиди лужних металів. Їх добування, властивості. Властивості пероксиду натрію. Добування гідроксидів лужних металів, їх властивості. Солі лужних металів. Добування соди та поташу. Застосування лужних металів та їх сполук.

Будова атомів s-елементів ІІ групи, ступені окиснення. Знаходження у природі, добування металів, їх властивості. Взаємодія металів з водою, кислотами, неметалами (киснем, воднем, азотом, вуглецем). Гідриди, карбіди, нітриди, їх взаємодія з водою.

Оксиди, їх взаємодія з водою. Гідроксиди, добування, розчинність у воді. Негашене та гашене вапно. Найважливіші солі елементів. Сульфати та їх розчинність.

Карбонати та гідрокарбонати. Зміна властивостей металів та їх сполук у ряду Be – Mg – Ca – Sr – Ba – Ra. Твердість води та засоби її усунення.

Контрольні запитання.

1. Промислові способи добування лужних металів. Які процеси при цьому відбуваються?
2. Як змінюється хімічна активність в ряду Li - Na - K - Rb - Cs? Чому? Наведіть рівняння відповідних реакцій. В яких випадках літій має аномальну хімічну активність? Чому?
3. Як лужні метали реагують з водою та неметалами (воднем, азотом, вуглецем)? Які продукти при цьому утворюються і як вони (ці продукти) реагують з водою? Які властивості мають гідриди металів?
4. Які продукти утворюються при взаємодії лужних металів з киснем? Наведіть рівняння реакцій цих сполук з водою.
5. Наведіть рівняння реакцій добування оксиду натрію, оксиду літію.
6. Промислові способи добування гідроксидів лужних металів. Які процеси при цьому відбуваються? У чому особливість гідроксиду літію?
7. Наведіть рівняння реакцій промислового добування соди та поташу. Чому способи добування цих речовин відрізняються?
8. Способи добування берилію, магнію, кальцію. Наведіть відповідні рівняння.
9. Як і чому змінюється хімічна активність металів у ряду Be - Mg - Ca - Sr - Ba? За допомогою яких реакцій це можна підтвердити?
10. Як реагують s-елементи II групи з воднем, азотом, вуглецем? Назвіть продукти, що при цьому утворюються, та наведіть рівняння реакцій їх взаємодії з водою.
11. Наведіть рівняння реакцій взаємодії берилію з розведеною нітратною кислотою та з розчином лугу.

12. Способи добування гідроксидів *s*-елементів II групи. Як і чому змінюються кислотно-основні властивості в ряду сполук $\text{Be}(\text{OH})_2$ - $\text{Mg}(\text{OH})_2$ - $\text{Ca}(\text{OH})_2$ - $\text{Sr}(\text{OH})_2$ - $\text{Ba}(\text{OH})_2$? У чому особливості властивостей гідроксиду берилію?

13. Складіть рівняння реакцій, що відбуваються при добуванні цементу. Чому цемент твердне під впливом води?

14. Чим обумовлена твердість води? Що таке тимчасова та постійна твердість? Способи усунення твердості води.

Експериментальна частина

Порядок виконання роботи

1. Дослідіть взаємодію невеликого шматочка натрію з водою та доведіть експериментально утворення одного з продуктів реакції.

2. Підігрівайте у тиглі шматочок натрію доки він не спалахне. Після охолодження тигля долейте у нього спочатку розведену сульфатну кислоту, а потім розчин йодиду калію. Що спостерігається?

3. До пероксиду натрію додайте трохи води. Який газ виділяється в результаті реакції? Доведіть його утворення експериментально.

4. До розчину солі калію долейте розчин перхлоратної (хлорної) кислоти. Що спостерігається? Чому?

5. Користуючись ніхромовим дротом з вушком на кінці, визначте, як забарвлюють полум'я йони літію, натрію, калію.

6. До порошкоподібного магнію долейте воду. Чи відбувається реакція? Підігрійте суміш до кипіння. Що відбувається? Охолодіть розчин та додайте фенолфталеїн. Про що свідчить зміна кольору індикатору?

7. Випробуйте відношення магнію до дії розведених хлоридної та нітратної кислот. Які гази виділяються у першому та другому випадках?

8. Візьміть щипцями шматочок магнієвої стрічки та підпаліть над фарфоровою чашкою. До зібраного у чашці продукту горіння додайте невелику кількість води та краплю фенолфталеїну. Поясніть зміну кольору індикатору.

9. До невеликої кількості оксиду кальцію додайте 5 мл води. Що спостерігається? Які властивості має продукт реакції, як це довести?

10. Добудьте гідроксид магнію, дослідіть його кислотно-основні властивості.

11. До насиченого розчину сульфату кальцію в двох окремих пробірках додайте розчини солей стронцію та барію. Зробіть висновок про різницю розчинності сульфатів цих металів.

12. До розчину карбонату натрію додайте розчини:

- а) хлориду кальцію,
- б) нітрату стронцію,
- в) хлориду барію.

Які речовини випадають в осад? Випробуйте, чи розчиняються утворені осадки в розведеній хлоридній кислоті.

13. Якими реакціями можна довести, сіль магнію чи сіль барію знаходяться у виданих викладачем пробірках з розчинами?

14. До 3 мл води додайте краплю розчину фенолфталеїну та щіпку цементу. Поясніть явища, що відбуваються.

15. До невеликої кількості алебастру додайте воду до утворення пасти. Що відбувається з пастою через декілька хвилин?

Лабораторна робота 10

АЛЮМІНІЙ

Мета роботи: вивчити хімічні властивості алюмінію та його сполук.

Завдання для домашньої підготовки

Будова атому та ступінь окиснення алюмінію. Знаходження у природі, добування, властивості, відношення до дії кислот та лугів. Оксид та гідроксид алюмінію, їх кислотно-основні властивості.

Контрольні запитання та задачі

1. Промислові способи добування алюмінію.
2. Як алюміній реагує з неметалами (киснем, азотом, галогенами)?

Наведіть рівняння реакцій.

3. Як алюміній реагує з водою, розчинами кислот та лугів? Наведіть рівняння реакцій.
4. Добування оксиду алюмінію. Як він реагує з водою, кислотами та лугами, за яких умов?
5. Добування гідроксиду алюмінію. Охарактеризуйте його кислотно-основні властивості.

Експериментальна частина

Порядок виконання роботи

1. Алюмінієвий дріт занурте у розчин солі гідраргіруму (II). Через хвилину витягніть дріт та змийте його водою. Що відбувається з дротом на повітрі? Цей же дріт занурте у пробірку з водою. Що спостерігається? Після виконання досліду дріт покладіть у спеціальну банку.
2. Вивчіть, як алюміній взаємодіє з розведеною та концентрованою нітратною кислотою. Якщо необхідно, суміші підігрійте.
3. Вивчіть, як алюміній взаємодіє з хлоридною, розведеною та концентрованою сульфатною кислотами.
4. Налийте у пробірку 1 мл розчину лугу та внесіть у неї шматочок алюмінію. Що спостерігається?
5. До розчину солі алюмінію долейте розчин аміаку. Дослідіть відношення утвореного осаду до розчинів кислоти та лугу і зробіть висновок про його хімічний характер.
6. До розчину солі алюмінію долейте розчин сульфідну натрію. Дослідіть відношення утвореного осаду до розчинів кислоти та лугу і зробіть висновок про його хімічний характер.
7. Виміряйте та поясніть значення рН водного розчину сульфату алюмінію.

Лабораторна робота 11

МЕТАЛИ ПІДГРУПИ ГЕРМАНІЮ

Мета роботи: вивчити хімічні властивості германію, стануму, плюмбуму та їх сполук.

Завдання для домашньої підготовки.

Будова атомів, ступені окислення германію, стануму та плюмбуму. Добування, властивості та застосування германію, олова та свинцю. Їх відношення до дії кислот та лугів.

Оксиди, гідроксиди та солі германію(II), стануму(II), плюмбуму(II), добування та властивості. Відновні властивості стануму(II).

Оксид германію(IV), германієва кислота. Добування та властивості α - та β - олов'яних кислот. Оксид плюмбуму(IV), його окислювальні властивості. Сурик. Будова, окислювальні властивості.

Контрольні запитання та задачі

1. Промислові способи добування германію, стануму та плюмбуму.
2. Як елементи підгрупи германію реагують з неметалами (киснем, сіркою, хлором)? Наведіть рівняння реакцій.
3. Як елементи підгрупи германію реагують з хлоридною, розведеними та концентрованими сульфатною та нітратною кислотами? Наведіть рівняння реакцій.
4. Як елементи підгрупи германію реагують з розчинами лугів? Наведіть рівняння реакцій.

5. Зіставте та поясніть відновні властивості стануму (II) та плюмбуму (II).

6. Як в ряду $\text{GeO}_2 - \text{SnO}_2 - \text{PbO}_2$ змінюються окисні властивості? Наведіть рівняння реакцій.

7. Добування α – та β -олов'яних кислот. Їх властивості.

8. Добування сурику. Як він реагує з концентрованою хлоридною та розведеною нітратною кислотами?

Експериментальна частина

Порядок виконання роботи

1. Вивчіть, як олово взаємодіє з розведеними хлоридною та нітратною кислотами (витяжна шафа!). Якщо необхідно, суміші підігрійте. Зверніть увагу на колір газів, що виділяються.

2. Вивчіть дію розведеної хлоридної та нітратної кислот на свинець за кімнатної температури та при нагріванні (витяжна шафа!).

3. До розчину хлориду стануму (II) додайте розчин аміаку. Вивчіть відношення осаду, що утворився, до розчинів кислоти та лугу. Зробіть висновок про хімічний характер одержаної сполуки.

4. Добудьте гідроксид плюмбуму. Вивчіть його відношення до дії кислоти та лугу. Який хімічний характер має ця сполука?

5. До кількох кристалів хлориду стануму (II) додайте 2-3 мл води. Визначте за допомогою індикатору рН розчину. Поясніть причину утворення осаду та значення рН.

6. За допомогою рН-метра визначте рН розчину нітрату плюмбуму(II).

7. До розчину хлориду стануму (II) долейте кілька крапель розчину HgCl_2 . Чому осад, що утворився, поступово змінює свій колір?

8. До розчину нітрату плюмбуму поступово долейте надлишок розчину лугу. Які процеси при цьому спостерігаються? До 2 мл одержаного розчину додайте надлишок бромної води та підігрійте. Які властивості виявляє плюмбум (II) у реакції з бромом?

9. До сурику додайте:

а) розведену хлоридну кислоту (витяжна шафа!),

б) розведену нітратну кислоту.

Поясніть явища, що спостерігаються.

10. До оксиду плюмбуму (IV) долейте розведену хлоридну кислоту та підігрійте (витяжна шафа!). До отвору пробірки піднесіть папірець, змочений розчином KI. Що спостерігається? Які властивості виявляє плюмбум (IV) у цій реакції?

11. До розчину хлориду стануму (IV) додайте розчин аміаку. Вивчіть відношення утвореного осаду до дії кислоти та лугу, зробіть висновок про його хімічні властивості.

12. До гранули олова у пробірці долейте концентрованої нітратної кислоти, підігрійте суміш (витяжна шафа!). Яка речовина випадає в осад?

Лабораторна робота 12

МЕТАЛИ ПІДГРУПИ ХРОМУ

Мета роботи: вивчити хімічні властивості металів підгрупи хрому та їх сполук.

Завдання для домашньої підготовки.

Будова атомів хрому, молібдену, вольфраму. Ступені окиснення. Методи добування металів підгрупи хрому з природних сполук. Хімічні властивості хрому, молібдену, вольфраму. Добування та властивості оксидів хрому та його гідратів. Комплексні сполуки хрому (III). Окислювальні властивості дихроматів.

Контрольні запитання та задачі

1. Промислові способи добування хрому, молібдену, вольфраму.
2. Як хром реагує з хлоридною, розведеними та концентрованими сульфатною та нітратною кислотами? Наведіть рівняння реакцій.
3. Відновні властивості сполук Cr (III).
4. Добування сполук хрому (VI). Оксид, гідрати.
5. Окисні властивості сполук хрому (VI). Навести рівняння реакцій.

Експериментальна частина

Порядок виконання роботи

1. До розчину сульфату хрому (III) додайте водний розчин аміаку. Вивчіть хімічні властивості гідроксиду хрому (III) по відношенню до дії:

- а) розчину кислоти,
 - б) надлишку розчину лугу.
2. До розчину солі хрому додайте розчин:
- а) карбонату натрію,
 - б) сульфіді натрію.

Яка речовина випадає в осад? Випробуйте відношення осаду до дії кислоти та лугу, зробіть висновок про хімічний характер сполуки.

3. Виміряйте і поясніть значення рН водного розчину нітрату хрому (III).

4. До розчину сульфату хрому (III) поступово додайте надлишок розчину гідроксиду натрію, а потім:

- а) бромної води,
- б) пероксиду гідрогену.

Спостерігайте зміну кольору розчину. Зробіть висновок про роль сполук хрому (III) у перетвореннях, що вивчаються.

5. Суміш оксиду хрому (III), нітрату калію і гідроксиду калію нагрійте в полум'ї газового пальника до зміни кольору. Які властивості виявляє при цьому оксид хрому (III)?

6. До розчину хромату калію додайте розчин сульфатної кислоти. Поясніть зміну кольору розчину. Що відбувається при додаванні розчину гідроксиду калію?

7. Вивчіть взаємодію розчину дихромату калію, підкисленого сульфатною кислотою з:

- а) розчином сульфіді натрію,
- б) розчином йодиду калію,
- в) розчином сульфату феруму (II),

г) пероксидом гідрогену.

Визначте, окисником чи відновником є хром(VI) у цих перетвореннях.

8. Невелику кількість кристалічного дихромату амонію нагрійте в полум'ї газового пальника, спрямувавши отвір пробірки від себе. Поясніть явища, що при цьому спостерігаються.

Лабораторна робота 13

МЕТАЛИ ПІДГРУПИ МАНГАНУ

Мета роботи: вивчити хімічні властивості металів підгрупи мангану та їх сполук.

Завдання для домашньої підготовки.

Будова атомів металів підгрупи мангану. Ступені окиснення. Добування маргану з природних сполук. Хімічні властивості мангану. Закономірності зміни властивостей оксидів мангану. Окислювально-відновні властивості сполук з характерними ступенями окиснення. Залежність окислювально-відновних властивостей сполук мангану від значень рН середовища.

Контрольні запитання та задачі

1. Промислові способи добування металів підгрупи мангану.
2. Як манган реагує з хлоридною, розведеними та концентрованими сульфатною та нітратною кислотами? Наведіть рівняння реакцій.

3. Відновні властивості сполук Mn (II) в нейтральному та лужному середовищах. Наведіть рівняння реакцій.

4. Добування оксиду мангану (IV), його окисно-відновні властивості. Наведіть рівняння реакцій.

5. Добування манганату калію, його окисно-відновні властивості. Наведіть рівняння реакцій.

6. Добування оксиду мангану (VII), його кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Наведіть рівняння реакцій.

7. Як окисні властивості перманганатів залежать від рН розчину? Навести рівняння реакцій.

Експериментальна частина

Порядок виконання роботи

1. До розчину сульфату мангану (II) поступово додайте розчин гідроксиду натрію. Випробуйте відношення осаду, що утворився до дії:

- а) кислоти,
- б) надлишку гідроксиду натрію,
- в) кисню повітря.

2. Для прискорення окислення на повітрі частину осаду вилийте на фільтрувальний папір. Спостерігайте 2-3 хвилини. Зробіть висновок про кислотно-основні і відновні властивості гідроксиду мангану (II).

3. Виміряйте і поясніть значення рН водного розчину сульфату мангану (II).

4. Додайте до розчину сульфату мангану надлишок гідроксиду натрію та бромну воду (витяжна шафа!). Визначте роль мангану (II) у цьому перетворенні.

5. Вивчіть взаємодію оксиду мангану(IV) з хлоридною кислотою (витяжна шафа!). Для ідентифікації газу, що утворився, до отвору пробірки піднесіть папірець, змочений розчином KI.

6. Нагрійте в полум'ї газового пальника суміш, що складається з оксиду мангану (IV), нітрату калію і гідроксиду калію до зміни кольору. Після охолодження додайте води.

7. Прожарте невелику кількість кристалів перманганату калію. Для ідентифікації газу, що утворюється при цьому, до отвору пробірки піднесіть дерев'яну скіпку, що ледь жевріє. Після припинення потріскування твердий залишок всипте в розчин гідроксиду натрію. Потім додайте хлорної води (витяжна шафа!). Поясніть зміни, що спостерігаються в ході дослідження.

8. До розчину перманганату калію додайте:

- а) сульфід натрію,
- б) розведену сульфатну кислоту, потім сульфід натрію,
- в) розчин гідроксиду калію, потім сульфід натрію,
- г) розведену сульфатну кислоту, потім сульфат феруму(II),
- д) розведену сульфатну кислоту, потім йодид калію,
- е) розведену сульфатну кислоту, потім пероксид гідрогену.

Поясніть перетворення, що відбуваються.

Лабораторна робота 14

ФЕРУМ. КОБАЛЬТ. НІКОЛ.

Мета роботи: вивчити хімічні властивості феруму, кобальту, ніколу та їх сполук.

Завдання для домашньої підготовки.

Ферум. Будова атома, ступені окиснення. Хімічні властивості феруму. Оксид, гідроксид та солі феруму (II), добування та властивості. Оксид, гідроксид та солі феруму (III), добування та властивості. Якісні реакції на Fe(II) та Fe(III). Ферати, добування, властивості.

Кобальт. Нікол. Будова атомів, ступені окиснення. Хімічні властивості металів. Оксиди, гідроксиди кобальту (II) та ніколу (II), добування та властивості. Оксиди, гідроксиди кобальту (III) та ніколу (III), добування та властивості.

Контрольні запитання та задачі

1. Промислові способи добування феруму, кобальту, ніколу.
2. Як ферум, кобальт та нікол реагують з хлоридною, розведеними та концентрованими сульфатною та нітратною кислотами.
3. Якісні реакції на Fe(II) та Fe(III).
4. Як добувають гідроксид феруму (II). Його кислотно-основні та окисно-відновні властивості.
5. Як добувають гідроксид феруму (III). Його кислотно-основні та окисно-відновні властивості.

6. Добування та окисні властивості ферату калію.

Експериментальна частина

Порядок виконання роботи

1. Вивчіть взаємодію заліза з кислотами:

- а) хлоридною,
- б) розведеною сульфатною,
- в) концентрованою сульфатною,
- г) розведеною нітратною,
- д) концентрованою нітратною.

2. Декілька кристалів сульфату феруму (II) залийте приблизно 2 мл води. До розчину, що утворився, додайте гідроксид натрію. Вивчіть відношення осаду, що утворився до дії:

- а) розведеної сульфатної кислоти,
- б) розчину гідроксиду натрію,
- в) кисню повітря.

Для прискорення останнього процесу частину осаду перенесіть на фільтрувальний папір. Які властивості виявляє гідроксид феруму (II)?

3. За допомогою рН-метра визначте і поясніть реакцію середовища розчину хлориду феруму (II).

4. До розчину хлориду феруму (III) додайте розчину гідроксиду натрію. Дослідіть взаємодію осаду, що утворився, до дії:

- а) розчину сульфатної кислоти,
- б) розчину гідроксиду натрію.

Зробіть висновок про кислотно-основні властивості гідроксиду феруму (III).

5. За допомогою рН-метру визначте і поясніть реакцію середовища розчину хлориду феруму (III).

6. До розчину хлориду феруму (III) додайте розчин йодиду калію. Відзначте, які властивості виявляє ферум (III) в цьому перетворенні.

7. Краплю розчину тіоціанату калію додайте в пробірку з розчином хлориду феруму (III). Поясніть спостереження.

8. До розчину перманганату калію додайте розведеної сульфатної кислоти, потім розчин сульфату феруму (II). Про які властивості феруму (II) свідчать зміни, що спостерігаються?

9. До розчину дихромату калію додайте розведеної сульфатної кислоти, потім розчин сульфату феруму (II). Про які властивості феруму (II) свідчать зміни, що спостерігаються?

10. До розчину сульфату кобальту (II) додайте надлишок розчину гідроксиду натрію. Вивчить відношення осаду, що утворився до дії:

- а) розведеної сульфатної кислоти,
- б) розчину гідроксиду натрію,
- в) кисню повітря,
- г) бромної води.

11. До розчину солі ніколу (II) додайте розчин гідроксиду натрію. Вивчить відношення осаду, що утворився до дії:

- а) розведеної сульфатної кислоти,
- б) розчину гідроксиду натрію,
- в) кисню повітря,
- г) бромної води.

Лабораторна робота 15

МЕТАЛИ ПІДГРУПИ КУПРУМУ

Мета роботи: вивчити хімічні властивості металів підгрупи купруму та їх сполук.

Завдання для домашньої підготовки.

Купрум. Будова атома, ступені окиснення. Відношення міді до дії кислот. Оксид та гідроксид купруму (II), добування, властивості. Сполуки купруму (I), добування, властивості.

Аргентум. Будова атома, ступені окиснення. Відношення срібла до дії кислот. Оксид, нітрат та галогеніди аргентуму, добування, властивості.

Аурум. Будова атома, ступені окиснення. Оксид, гідроксид, добування та властивості.

Контрольні запитання та задачі

1. Способи добування міді.
2. Відношення міді та срібла до дії кислот:
 - а) розведеної сульфатної,
 - б) концентрованої сульфатної,
 - в) розведеної нітратної,
 - г) концентрованої нітратної.
3. Добування гідроксиду купруму (II), його кислотно-основні та окисні властивості. Навести рівняння реакцій.
4. Добування сполук купруму (I).

5. Добування оксиду аргентуму, його кислотно-основні властивості.
6. Які процеси протікають на поверхні міді та срібла на повітрі?

Навести рівняння реакцій.

7. Як золото реагує з:
 - а) "царською горілкою",
 - б) насиченою хлором хлоридною кислотою.
8. Добування гідроксиду ауруму (III), його властивості.

Експериментальна частина

Порядок виконання роботи

1. Вивчить взаємодію міді з кислотами:
 - а) розведеною сульфатною,
 - б) концентрованою сульфатною,
 - в) розведеною нітратною,
 - г) концентрованою нітратною.
2. До розчину сульфату купруму (II) додайте розчин гідроксиду натрію. Яка речовина випадає в осад? Вивчіть відношення осаду до дії:
 - а) хлоридної кислоти,
 - б) концентрованого розчину лугу,
 - в) розчину аміаку,
 - г) нагрівання.Зробіть висновок про хімічний характер осаду.
3. Виміряйте та поясняйте значення рН розчину сульфату купруму (II).
4. До розчину сульфату купруму (II) додайте надлишок розчину йодиду калію. До реакційної суміші додайте розчин сульфату натрію до

знебарвлення. Яка речовина обумовлює забарвлення реакційної суміші?

Вивчіть взаємодію реакційної суміші з:

- a) розчином гідроксиду натрію,
 - б) розчином аміаку.
5. До розчину сульфату купруму (II) додайте надлишок розчину гідроксиду натрію, а потім розчин гідразину. Що спостерігається?
6. До розчину нітрату аргентуму додайте:
- a) розчин хлориду натрію,
 - б) розчин йодиду калію.
7. Що спостерігається?
8. До розчину нітрату аргентуму додайте розчин гідроксиду натрію.

Яка речовина випадає в осад? Випробуйте відношення осаду до дії:

- a) нітратної кислоти,
- б) розчину лугу,
- в) розчину аміаку.

Лабораторна робота 16

МЕТАЛИ ПІДГРУПИ ЦИНКУ

Мета роботи: вивчити хімічні властивості металів підгрупи цинку та їх сполук.

Завдання для домашньої підготовки.

Цинк, кадмій, гідраргірум. Будова атома, ступені окиснення. Відношення цинку, кадмію та ртуті до дії кислот. Оксиди та гідроксиди

цинку та кадмію, добування, властивості. Оксид гідраргіуму (II), добування, властивості. Сполуки гідраргіуму (I), добування, властивості.

Контрольні запитання та задачі

1. Способи добування цинку, кадмію, ртуті.
2. Як метали підгрупи цинку реагують з кислотами:
 - а) хлоридною,
 - б) розведеною сульфатною,
 - в) концентрованою сульфатною,
 - г) розведеною нітратною,
 - д) концентрованою нітратною?
3. Як метали підгрупи цинку реагують з розчином лугу?
4. Гідроксиди цинку та кадмію, добування та кислотно-основні властивості.
5. Оксид гідраргіуму (II), добування та кислотно-основні властивості.
6. Солі гідраргіуму (II), їх окисні властивості.
7. Сполуки гідраргіуму (I), добування та окисно-відновні властивості.

Експериментальна частина

Порядок виконання роботи

1. Вивчить відношення цинку до дії кислот:
 - а) хлоридної,
 - б) розведеної сульфатної,
 - в) концентрованої сульфатної,

- г) розведеної нітратної,
 - д) концентрованої нітратної.
2. До розчину сульфату цинку поступово додайте розчин гідроксиду натрію. Яка речовина випадає в осад? Вивчіть його відношення до дії:
- а) хлоридної кислоти,
 - б) надлишку розчину лугу.
3. Зробіть висновок про хімічний характер осаду.
4. Визначте та поясніть значення рН водного розчину сульфату цинку.
5. До розчину нітрату кадмію додайте розчин гідроксиду натрію. Визначте властивості утвореного осаду, вивчивши його взаємодію:
- а) з розчином кислоти,
 - б) з розчином лугу.
6. Визначте і поясніть значення рН водного розчину нітрату кадмію.
7. До розчину нітрату гідраргіруму (II) додайте розчин гідроксиду натрію. До осаду, що утворився, додайте:
- а) розчин кислоти,
 - б) розчин гідроксиду натрію.
8. Зробіть висновок про хімічний характер отриманого осаду.
9. До розчину хлориду гідраргіруму (II) додайте розчин аміаку. Яка речовина випадає в осад?
10. Поступово додайте розчин йодиду калію до розчину нітрату гідраргіруму (II). Що відбувається при додаванні надлишку розчину йодиду калію?
11. До розчину хлориду гідраргіруму (II) поступово додайте розчин хлориду стануму (II). Що спостерігається?

12. До розчину нітрату гідраргірису (I) додайте розчин лугу. Що спостерігається?

Завдання на додаткову роботу.

Лабораторна робота 1

АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОГО ВЧЕННЯ. СТЕХІОМЕТРИЧНІ ЗАКОНИ ХІМІЇ

1.1. Розрахуйте еквівалентну масу металу, користуючись даними таблиці 1.1.

Таблиця 1.1.

Варіант	Умова завдання
1	3,24 г металу утворюють 3,48 г оксиду
2	1,62 г металу під дією сірки утворюють 1,86 г сульфїду
3	для окиснення 8,34 г металу витрачено 0,68 л кисню за нормальних умов
4	0,604 г металу витіснили з кислоти 581 мл водню (291 К, 103,5 кПа)
5	внаслідок термічного розкладу 4,2 г карбонату металу утворилося 2,0 г його оксиду
6	2,81 г металу витісняє 0,56 л водню (н.у.)

1.2. У наведених у таблиці 1.2 задачах визначити еквівалент, еквівалентну масу та молярну масу еквівалентів складних сполук

Таблиця 1.2.

Варіант	Умова завдання
7	H_3PO_4 , MgO , $\text{Al}(\text{OH})_3$, Na_2SO_4
8	Al_2O_3 , BaCl_2 , H_2SO_4 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$
9	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, HNO_3 , SO_2 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$
10	FeSO_4 , CuS , Na_2SO_3 , H_2SO_4
11	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, SO_3 , H_2S , NaOH
12	CdO , H_2SO_3 , $\text{Ni}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$

1.3. Чому дорівнює еквівалент, еквівалентна маса та молярна маса еквівалентів, користуючись даними таблиці 1.3.

Таблиця 1.3.

Варіант	Умова завдання
13	нітрогену в сполуках: N_2O_5 , NaNO_2 , NH_4Cl , N_2H_4
14	сульфуру в сполуках: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, CuS , Na_2SO_3 , CuS , H_2SO_4
15	фосфору в сполуках: PH_3 , H_3PO_4 , P_2O_3 , $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$
16	хрому в сполуках: Cr_2O_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, CrCl_2 , K_2CrO_4
17	мангану в сполуках: Mn_2O_3 , HMnO_4 , $\text{Mn}(\text{OH})_2$, K_2MnO_4
18	феруму в сполуках: FeO , K_2FeO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$

Лабораторна робота 2,3

БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН

2.1. Наведіть електронні формули та схеми елементів, що мають номер.

3.1 Підкресліть валентні електрони елементів, поясніть, в якій групі, підгрупі, періоді знаходяться ці елементи, користуючись даними таблиці 2.1.

Таблиця 2.1.

Варіант	Умова завдання	Варіант	Умова завдання
1	17, 40	10	12, 46
2	20, 43	11	36, 106
3	13, 52	12	51, 99
4	37, 51	13	10, 68
5	11, 45	14	9, 69
6	15, 75	15	35, 55
7	21, 53	16	22, 60
8	28, 36	17	8, 56
9	23, 54	18	25, 71

Лабораторна робота 4

ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК. ВЛАСТИВОСТІ МОЛЕКУЛ. МІЖМОЛЕКУЛЯРНА ВЗАЄМОДІЯ

4.1. Наведіть схеми перекривання атомних орбіталей під час утворення вказаних молекул. Відповідь дайте за наведеним планом:

- наведіть електронну схему валентних орбіталей центрального атома;
- визначте, які електрони беруть участь в утворенні σ -та π -зв'язків;
- визначте тип гібридизації (якщо вона є) під час утворення σ -зв'язків;
- наведіть схему перекривання атомних орбіталей;
- зробіть висновок про просторову будову молекул. Виходячи із значень електронегативності та просторової будови молекул, зробіть висновки про полярність зв'язків та полярність наведених у табл.4.1 молекул.

Таблиця 4.1.

Варіант	Молекули	Варіант	Молекули
1	H ₂ S, CH ₄	10	N ₂ , CF ₃ CF
2	NH ₃ , BeF ₂	11	SCl ₂ , CHCl=CF ₂
3	BeCl ₂ , CH ₂ =CH ₂	12	PCl ₃ , CCl ₃ CF
4	PH ₃ , CCl ₃ CH	13	H ₂ Te, BeFCl
5	CCl ₄ , BF ₃	14	CH ₂ =CF ₂ , PH ₃
6	H ₂ O, CF ₂ =CF ₂	15	CH ₂ Cl ₂ , H ₂ O
7	H ₂ Se, CF ₄	16	CHCl ₃ , BFCl ₂
8	CHF ₃ , CCl ₂ =CCl ₂	17	CH ₃ CH, H ₂ S
9	CCl ₃ CCl, BCl ₃	18	NH ₃ , CCl ₂ =CH ₂

Лабораторна робота 5

ЗАГАЛЬНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ

5.1. Задано **масову частку** вказаної у табл.5.1 речовини у водному розчині та густину розчину. Виразіть концентрацію цієї речовини іншими способами (молярна частка, моляльна концентрація, молярна концентрація), розрахуйте температуру кипіння, температуру кристалізації розчину.

Таблиця 5.1

Варіант	Розчин	Масова частка, %	Густина розчину, г/см ³
1	Цукор C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	5	1,011
2	Цукор C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	10	1,021
3	Гліцерин C ₃ H ₈ O ₃	10	1,022
4	Гліцерин C ₃ H ₈ O ₃	5	1,012
5	Глюкоза C ₆ H ₁₂ O ₆	10	1,037

5.2. Задано **молярну частку** вказаної у табл.5.2 речовини у водному розчині та густину розчину. Виразіть концентрацію цієї речовини іншими способами (масова частка, моляльна концентрація, молярна концентрація), розрахуйте температуру кипіння, температуру кристалізації розчину.

Таблиця 5.2

Варіант	Розчин	Молярна частка ,%	Густина розчину, г/см ³
6	Гліцерин C ₃ H ₈ O ₃	0,5	1,006
7	Гліцерин C ₃ H ₈ O ₃	1,5	1,022
8	Глюкоза C ₆ H ₁₂ O ₆	0,6	1,015
9	Глюкоза C ₆ H ₁₂ O ₆	1,1	1,038

5.3. Задано **молярну концентрацію** вказаної у табл.5.3 речовини у водному розчині та густина розчину. Виразіть концентрацію цієї речовини іншими способами (масова частка, молярна частка, молярна концентрація), розрахуйте температуру кипіння, температуру кристалізації розчину.

Таблиця 5.3

Варіант	Розчин	Молярна концентрація , моль/л	Густина розчину, г/см ³
10	Цукор C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	0,2	1,015
11	Цукор C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	0,5	1,041
12	Гліцерин C ₃ H ₈ O ₃	0,8	1,015
13	Гліцерин C ₃ H ₈ O ₃	1,2	1,025
14	Глюкоза C ₆ H ₁₂ O ₆	0,7	1,046

5.4. Задано **молярну концентрацію** вказаної у табл.5.4 речовини у водному розчині та густина розчину. Виразіть концентрацію цієї речовини іншими способами (масова частка, молярна частка, молярна концентрація), розрахуйте температуру кипіння, температуру кристалізації розчину.

Таблиця 5.4

Варіант	Розчин	Молярна концентрація , моль/кг	Густина розчину, г/см ³
15	Цукор C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	0,4	1,047
16	Гліцерин C ₃ H ₈ O ₃	0,6	1,013
17	Глюкоза C ₆ H ₁₂ O ₆	0,4	1,022
18	Глюкоза C ₆ H ₁₂ O ₆	0,8	1,044

Лабораторна робота 6

РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

6.1. Складіть рівняння реакцій обміну в молекулярній та йонній формах, користуючись даними таблиці 6.1.

Таблиця 6.1

Варіант	Рівняння реакцій	
1	а) Ba(OH) ₂ + Na ₂ SO ₄ →	г) Na ₂ SiO ₃ + HCl →
	б) AgNO ₃ + BaCl ₂ →	д) K ₃ PO ₄ + H ₂ SO ₄ →
	в) Mg(NO ₃) ₂ + NaOH →	е) Na ₂ S + HNO ₃ →

2	а) CuSO ₄ + KOH →	г) Na ₂ SiO ₃ + Cu(NO ₃) ₂ →
	б) H ₃ PO ₄ + Ba(OH) ₂ →	д) K ₂ SO ₃ + Pb(NO ₃) ₂ →
	в) Na ₂ CO ₃ + MgSO ₄ →	е) CaCl ₂ + K ₂ CO ₃ →

Продовження таблиці 6.1

3	a) $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow$	г) $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{FeCl}_3 \rightarrow$
	б) $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$	д) $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
	в) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$	е) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$

4	a) $\text{NaOH} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$	г) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow$
	б) $\text{MgCl}_2 + \text{AgNO}_3 \rightarrow$	д) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
	в) $\text{FeCl}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$	е) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$

5	a) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaOH} \rightarrow$	г) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$
	б) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$	д) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl} \rightarrow$
	в) $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	е) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

6	a) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$	г) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow$
	б) $\text{AlCl}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$	д) $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$
	в) $\text{Na}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow$	е) $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

7	a) $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$	г) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
	б) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$	д) $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
	в) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$	е) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$

8	a) $\text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	г) $\text{ZnSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
	б) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow$	д) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$
	в) $\text{CH}_3\text{COOK} + \text{HCl} \rightarrow$	е) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KOH} \rightarrow$

Продовження таблиці 6.1

9	a) $K_3PO_4 + HCl \rightarrow$	г) $CaCO_3 + HCl \rightarrow$
	б) $Fe_2(SO_4)_3 + KOH \rightarrow$	д) $NH_4Cl + H_2SO_4 \rightarrow$
	в) $H_2SiO_3 + NaOH \rightarrow$	е) $CrCl_3 + NH_4OH \rightarrow$

10	a) $Na_2CO_3 + CaCl_2 \rightarrow$	г) $K_2S + CuCl_2 \rightarrow$
	б) $AgNO_3 + KCl \rightarrow$	д) $K_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
	в) $Cr(NO_3)_3 + NaOH \rightarrow$	е) $Al(OH)_3 + HNO_3 \rightarrow$

11	a) $Pb(NO_3)_2 + NH_4OH \rightarrow$	г) $(NH_4)_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
	б) $(CH_3COO)_3Fe + HCl \rightarrow$	д) $Zn(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow$
	в) $ZnBr_2 + NaOH \rightarrow$	е) $Fe_2(SO_4)_3 + KOH \rightarrow$

12	a) $Ba(NO_3)_2 + K_2SO_4 \rightarrow$	г) $MgCO_3 + HCl \rightarrow$
	б) $K_2SiO_3 + HNO_3 \rightarrow$	д) $ZnS + H_2SO_4 \rightarrow$
	в) $(CH_3COO)_2Ca + H_2SO_4 \rightarrow$	е) $Ba(OH)_2 + H_2SiO_3 \rightarrow$

13	a) $Cu(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow$	г) $Ba(NO_3)_2 + Na_2CO_3 \rightarrow$
	б) $HCl + NaHCO_3 \rightarrow$	д) $AgNO_3 + BaCl_2 \rightarrow$
	в) $Al(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow$	е) $ZnOHCl + HCl \rightarrow$

14	a) $FeS + HCl \rightarrow$	г) $Mn(NO_3)_2 + KOH \rightarrow$
	б) $Pb(NO_3)_2 + (NH_4)_2SO_4 \rightarrow$	д) $Al(OH)_3 + H_3PO_4 \rightarrow$
	в) $Al_2(SO_4)_3 + Ba(NO_3)_2 \rightarrow$	е) $Na_2SO_3 + HClO_4 \rightarrow$

Продовження таблиці 6.1

15	a) $\text{H}_2\text{S} + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$	г) $\text{HClO}_4 + \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow$
	б) $\text{AgNO}_3 + \text{AlCl}_3 \rightarrow$	д) $\text{ZnS} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
	в) $\text{NaHS} + \text{NaOH} \rightarrow$	е) $\text{KJ} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$

16	a) $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb} + \text{NaOH} \rightarrow$	г) $\text{NiSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
	б) $\text{Sn}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$	д) $\text{CdCl}_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$
	в) $\text{CrCl}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$	е) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HBr} \rightarrow$

17	a) $\text{ZnSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$	г) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HBr} \rightarrow$
	б) $\text{SnCl}_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$	д) $\text{BaCO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
	в) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow$	е) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{HJ} \rightarrow$

18	a) $\text{CaSO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$	г) $\text{FePO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
	б) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow$	д) $\text{CrBr}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
	в) $\text{HgCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$	е) $\text{NiCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$

Лабораторна робота 7

**ДИСОЦІАЦІЯ ВОДИ, ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК. ГІДРОЛІЗ
СОЛЕЙ**

Напишіть в йонній та молекулярній формах рівняння реакцій гідролізу і визначте рН розчинів солей, приведених в таблиці 7.1.

Таблиця 7.1

Варіант	Сполука		Варіант	Сполука	
1	Na ₂ S	MgSO ₄	10	K ₂ SO ₃	MgCl ₂
2	CH ₃ COONa	FeCl ₂	11	Ba(NO ₃) ₂	Al ₂ (SO ₄) ₃
3	Na ₂ SO ₃	NH ₄ Cl	12	FeSO ₄	(NH ₄) ₂ S
4	ZnSO ₄	Na ₂ CO ₃	13	KClO	Zn(NO ₃) ₂
5	CuSO ₄	CH ₃ COOK	14	NaNO ₂	(NH ₄) ₂ SO ₄
6	Cu(NO ₃) ₂	NaClO	15	K ₂ Se	AlBr ₃
7	FeCl ₃	K ₂ S	16	NiSO ₄	Li ₂ CO ₃
8	K ₂ CO ₃	Pb(NO ₃) ₂	17	KCN	Cr ₂ S ₃
9	Al(NO ₃) ₃	K ₃ PO ₄	18	MnCl ₂	NH ₄ NO ₃

Лабораторна робота 8**ОКИСЛЮВАЛЬНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ**

8.1. Складіть схему гальванічних елементів, які можна використати для вимірювання стандартних потенціалів електродів, приведених в таблиці 8.1. Складіть рівняння процесів, які протікають на електродах, сумарні рівняння реакцій, які відбуваються в гальванічному елементі, укажіть окисник та відновник, знайдіть ЕРС елемента.

Таблиця 8.1

Варіант	Електрод	Варіант	Електрод	Варіант	Електрод
1	Магнієвий	4	Алюмінієвий	7	Цинковий
2	Вісмутівий	5	Свинцевий	8	Срібний
3	Ртутний	6	Мідний	9	Кадмієвий

8.2. Складіть схему гальванічних елементів та наведіть рівняння реакцій, що відбуваються на електродах,приведених в таблиці 8.2, під час їх роботи.

Таблиця 8.2

Варіант	Електроди	Варіант	Електроди	Варіант	Електроди
10	Магнієвий Срібний	13	Ртутний Кадмієвий	16	Мідний Нікелевий
11	Алюмінієвий Мідний	14	Цинковий Свинцевий	17	Ртутний Залізний
12	Вісмутівий Цинковий	15	Хромовий Магнієвий	18	Срібний Вісмутівий

8.3. Для заданих у таблиці 8.3 розчинів солей визначте, які електродні процеси відбуваються на катоді та аноді при електролізі. Відповідь обґрунтуйте, виходячи із значень стандартних електродних потенціалів усіх можливих реакцій.

Таблиця 8.3

Варіант	Електроліт (водний розчин)	Електроди
1	Бромід калію	Графітові
2	Нітрат купруму	Мідні
3	Сульфат кобальту	Графітові
4	Хлорид нікелю	Нікелеві
5	Нітрат свинцю	Свинцеві
6	Бромід хрому	Графітові
7	Сульфат натрію	Графітові

Продовження таблиці 8.3

8	Йодид натрію	Графітові
9	Сульфат цинку	Графітові
10	Нітрат кадмію	Кадмієві
11	Сульфат купруму	Графітові
12	Сульфат нікелю	Нікелеві
13	Нітрат алюмінію	Графітові
14	Нітрат кобальту	Кобальтові
15	Йодид барію	Графітові
16	Нітрат срібла	Срібні
17	Нітрат нікелю	Графітові
18	Бромід купруму	Графітові

Лабораторна робота 9

S-ЕЛЕМЕНТИ І ТА ІІ ГРУП

Закінчіть рівняння реакцій. В реакціях обміну наведіть рівняння реакцій в молекулярній та йонній формах. В окисно-відновних реакціях визначте окисник та відновник, тип реакції, складіть електронний баланс, урівняйте реакцію.

Таблиця 9.1

Варіант	Реакція	Варіант	Реакція
1	$K + O_2$	10	$Na + O_2$
2	$Na_2O_2 + KMnO_4 + H_2SO_4$	11	$Na_2O_2 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4$
3	$Na_2O_2 + KI + H_2SO_4$	12	$Na_2O_2 + K_2S + H_2SO_4$
4	$Na_2CO_3 + C$	13	$KCl + Si + CaO$
5	$Na_2O_2 + H_2O$	14	$Be + NaOH + H_2O$
6	$MgSO_4 + Na_2CO_3 + H_2O$	15	$CaH_2 + H_2O$
7	$Ba(OH)_2 + H_2O_2$	16	$CaCO_3 + CO_2 + H_2O$
8	$Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{t}$	17	$Be + HNO_{3(P)}$
9	$Mg + H_2SO_{4(K)}$	18	$Mg_3N_2 + H_2O$

Лабораторна робота 10

АЛЮМІНІЙ

Закінчіть рівняння реакцій. В реакціях обміну наведіть рівняння реакцій в молекулярній та йонній формах. В окисно-відновних реакціях визначте окисник та відновник, тип реакції, складіть електронний баланс, урівняйте реакцію.

Таблиця 10.1

Варіант	Реакція	Варіант	Реакція
1	$\text{Al} + \text{HNO}_{3(\text{P})}$	10	$\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$
2	$\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{t}$	11	$\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t}$
3	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	12	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
4	$\text{AlN} + \text{H}_2\text{O}$	13	$\text{Al}_4\text{C}_3 + \text{H}_2\text{O}$
5	$\text{NaAlO}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	14	$\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
6	$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH}$	15	$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{KOH}$
7	$\text{AlF}_3 + \text{NaF}$	16	$\text{AlCl}_3 + \text{KCl}$
8	$\text{Al} + \text{H}_2\text{O}$	17	$\text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t}$
9	$\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{K})}$	18	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NH}_4\text{OH}$

Лабораторна робота 11

МЕТАЛИ ПІДГРУПИ ГЕРМАНІЮ

Закінчіть рівняння реакцій. В реакціях обміну наведіть рівняння реакцій в молекулярній та йонній формах. В окисно-відновних реакціях визначте окисник та відновник, тип реакції, складіть електронний баланс, урівняйте реакцію.

Таблиця 11.1

Варіант	Реакція	Варіант	Реакція
1	$\text{Ge} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{K})}$	10	$\text{Ge} + \text{HNO}_{3(\text{K})}$
2	$\text{Sn} + \text{HNO}_{3(\text{K})}$	11	$\text{Sn} + \text{HNO}_{3(\text{P})}$
3	$\text{Pb} + \text{HNO}_{3(\text{P})}$	12	$\text{Sn} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$
4	$\text{Sn}(\text{OH})_2 + \text{NaOH}$	13	$\text{SnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5	$\text{SnCl}_2 + \text{FeCl}_3$	14	$\text{SnCl}_2 + \text{BiCl}_3 + \text{NaOH}$
6	$\text{SnCl}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl}$	15	$\text{Pb}(\text{OH})_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH}$
7	$\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{K})}$	16	$\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{HNO}_3$
8	$\text{PbO}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$	17	$\text{PbO}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{HNO}_3$
9	$\text{Pb}_3\text{O}_4 + \text{HCl}$	18	$\text{Pb}_3\text{O}_4 + \text{HNO}_{3(\text{P})}$

Лабораторна робота 12

МЕТАЛИ ПІДГРУПИ ХРОМУ

Закінчіть рівняння реакцій. В реакціях обміну наведіть рівняння реакцій в молекулярній та йонній формах. В окисно-відновних реакціях визначте окисник та відновник, тип реакції, складіть електронний баланс, урівняйте реакцію.

Таблиця 12.1

Варіант	Реакція	Варіант	Реакція
1	$\text{Cr} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{K})}$	10	$\text{CrCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
2	$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KOH} \xrightarrow{t}$	11	$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KHSO}_4 \xrightarrow{t}$
3	$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{NaOH}_{(\text{НАДЛ})}$	12	$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
4	$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} + \text{O}_2$	13	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH}$
5	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$	14	$\text{CrO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$
6	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4$	15	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$
7	$\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{K})}$	16	$\text{CrO}_3 \xrightarrow{t}$
8	$(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4 \xrightarrow{t}$	17	$\text{MoO}_3 + \text{NaOH}$
9	$\text{WCl}_6 + \text{H}_2\text{O}$	18	$\text{CaWO}_4 + \text{K}_2\text{CO}_3$

Лабораторна робота 13

МЕТАЛИ ПІДГРУПИ МАНГАНУ

Закінчіть рівняння реакцій. В реакціях обміну наведіть рівняння реакцій в молекулярній та йонній формах. В окисно-відновних реакціях визначте окисник та відновник, тип реакції, складіть електронний баланс, урівняйте реакцію.

Таблиця 13.1

Варіант	Реакція	Варіант	Реакція
1	$\text{Mn} + \text{HNO}_{3(\text{P})}$	10	$\text{Re} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
2	$\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$	11	$\text{MnO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH}$
3	$\text{MnSO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{KOH}$	12	$\text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{KOH}$
4	$\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{KBiO}_3 + \text{HNO}_3$	13	$\text{MnSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
5	$\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	14	$\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2$
6	$\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$	15	$\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
7	$\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH}$	16	$\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4$
8	$\text{NH}_4\text{ReO}_4 \xrightarrow{t}$	17	$\text{Re} + \text{HNO}_{3(\text{P})}$
9	$\text{Re}_2\text{O}_7 + \text{Re}$	18	$\text{Re}_2\text{O}_7 + \text{KOH}$

Лабораторна робота 14

ФЕРУМ. КОБАЛТ. НІКОЛ.

Закінчіть рівняння реакцій. В реакціях обміну наведіть рівняння реакцій в молекулярній та йонній формах. В окисно-відновних реакціях визначте окисник та відновник, тип реакції, складіть електронний баланс, урівняйте реакцію.

Таблиця 14.1

Варіант	Реакція	Варіант	Реакція
1	$\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{P})}$	10	$\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{K})}$
2	$\text{FeCO}_3 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	11	$\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
3	$\text{FeCl}_3 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$	12	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{t}}$
4	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH}$	13	$\text{FeCl}_3 + \text{KI}$
5	$\text{NaFeO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	14	$\text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
6	$\text{Co} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{K})}$	15	$\text{Ni} + \text{HNO}_{3(\text{P})}$
7	$\text{CoSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{KOH}$	16	$\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH}$
8	$\text{Ni}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_3$	17	$\text{Co}(\text{OH})_3 + \text{HI}$
9	$\text{Co}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$	18	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH}$

Лабораторна робота 15

МЕТАЛИ ПІДГРУПИ КУПРУМУ

Закінчіть рівняння реакцій. В реакціях обміну наведіть рівняння реакцій в молекулярній та йонній формах. В окисно-відновних реакціях визначте окисник та відновник, тип реакції, складіть електронний баланс, урівняйте реакцію.

Таблиця 15.1

Варіант	Реакція	Варіант	Реакція
1	$\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{K})}$	10	$\text{Ag} + \text{HNO}_{3(\text{P})}$
2	$\text{Au} + \text{HNO}_3 + \text{HCl}$	11	$\text{Au} + \text{H}_2\text{SeO}_4$
3	$\text{Ag} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{S}$	12	$\text{Cu} + \text{O}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
4	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{NH}_2\text{OH}$	13	$\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4$
5	$\text{CuI} + \text{KOH}$	14	$\text{CuSO}_4 + \text{NaCl} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
6	$\text{CuSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	15	$\text{AgNO}_3 + \text{NaOH}$
7	$\text{AgO} + \text{H}_2\text{SO}_4$	16	$\text{H}[\text{AuCl}_4] + \text{NaOH}$
8	$\text{Au}(\text{OH})_3 + \text{NaOH}$	17	$\text{Au}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t}$
9	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{KOH}_{(\text{K})}$	18	$\text{CuSO}_4 + \text{KI}$

Лабораторна робота 16

МЕТАЛИ ПІДГРУПИ ЦИНКУ

Закінчіть рівняння реакцій. В реакціях обміну наведіть рівняння реакцій в молекулярній та йонній формах. В окисно-відновних реакціях визначте окисник та відновник, тип реакції, складіть електронний баланс, урівняйте реакцію.

Таблиця 16.1

Варіант	Реакція	Варіант	Реакція
1	$\text{Zn} + \text{HNO}_{3(\text{P})}$	10	$\text{Zn} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$
2	$\text{Hg}_{(\text{НАДЛ})} + \text{HNO}_{3(\text{P})}$	11	$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaOH}$
3	$\text{Cd}(\text{OH})_2 + \text{NaOH}$	12	$\text{HgCl}_2 + \text{SnCl}_2$
4	$\text{HgCl}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	13	$\text{Cd} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{K})}$
5	$\text{ZnSO}_4 + \text{NaOH}_{(\text{НАДЛ})}$	14	$\text{Hg}_2\text{I}_2 + \text{KI}$
6	$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + \text{SnCl}_2$	15	$\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + \text{KOH}$
7	$\text{HgCl}_2 + \text{NH}_3$	16	$\text{ZnSO}_4 + \text{NH}_3$
8	$\text{ZnO} + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{t}}$	17	$\text{ZnO} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$
9	$\text{Hg} + \text{HNO}_{3(\text{НАДЛ})}$	18	$\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + \text{NaCl}$

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

Основна література

1. Глинка Н.Л. Общая химия.// - Л.: Химия, 1986-1990. -702 с., ил.
2. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия.// – М.: Химия, 1981, 632 с., ил.
3. Зубович И.А. Неорганическая химия.// - М.: Высш. шк., 1989. - 432 с., ил.
4. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Иванов С.В. Загальна та неорганічна хімія. Частина 1.// К. Педагогічна преса. 2002– 518 с., ISBN 955- 7320- 18- 9.
5. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Иванов С.В. Загальна та неорганічна хімія. Частина 2.// К. Педагогічна преса. 2000– 784 с., ISBN 955- 7320- 13- 8.

Додаткова література

1. Некрасов Б.В. Основы общей химии. Т.1.// –М.:Химия, 1973. 656 с., 160 табл., 391 рис.
2. Некрасов Б.В. Основы общей химии. Т.2.// –М.:Химия, 1973. 688 с., 270 табл., 426 рис.
3. Дикерсон Р., Грей Г., Хейт Дж. Основные законы химии. Т.1.// –М.:Мир, 1982. 652 с., ил.
4. Дикерсон Р., Грей Г., Хейт Дж. Основные законы химии. Т.2.// –М.:Мир, 1982. 620 с., ил.
5. Хаускрофт К., Констебл Э. Современный курс общей химии. Т.1.// – М.:Мир, 2002. – 540 с., ил. ISBN 5-03-003310-6.

6. Хаускрофт К., Констебл Э. Современный курс общей химии. Т.2.// – М.:Мир, 2002. – 528 с., ил. ISBN 5-03-003310-4.
7. Гринвуд Н., Эрншо А. Химия элементов. Т.1.// - М. БИНОМ. Лаборатория знаний, 2008. - 627 с., ил. ISBN 978-5-94774-373-9.
8. Гринвуд Н., Эрншо А. Химия элементов. Т.2.// - М. БИНОМ. Лаборатория знаний, 2008. - 670 с., ил. ISBN 978-5-94774-374-6.
9. Шрайвер Д., Эткинс П. Неорганическая химия. Т.1.// - М.:Мир, 2004. – 679 с., ил. ISBN 5-03-003628-8.
10. Шрайвер Д., Эткинс П. Неорганическая химия. Т.2.// - М.:Мир, 2004. – 486 с., ил. ISBN 5-03-003629-6.

ДОДАТКИ

Додаток А

Назви деяких простих речовин і елементів (ДСТУ 2439-94)

(назви інших елементів і простих речовин збігаються)

Символи елементів	Назви елементів	Назви простих речовин
H	Гідроген	Водень
C	Карбон	Алмаз, графіт, вуглець
N	Нітроген	Азот
O	Оксиген	Кисень, озон
F	Флуор	Фтор
S	Сульфур	Сірка
Fe	Ферум	Залізо
Ni	Нікол	Нікель
Cu	Купрум	Мідь
Ag	Аргентум	Срібло
Sn	Станум	Олово
I	Іод	Йод
Hg	Меркурій	Ртуть
Pb	Плюмбум	Свинець
Au	Аурум	Золото

Додаток Б

Назви деяких безоксигенових кислот та відповідних солей

Формула кислоти	Назви кислоти	Формули відповідних солей	Назви відповідних солей
<i>HF</i>	Фтороводнева Фторидна Плавикова	<i>NaF</i>	Фториди
<i>HCl</i>	Хлоридна Хлороводнева Соляна	<i>NaCl</i>	Хлориди
<i>HBr</i>	Бромідна Бромоводнева	<i>NaBr</i>	Броміди
<i>HI</i>	Йодидна Йодоводнева	<i>NaI</i>	Йодиди
<i>H₂S</i>	Сульфідна Сірководнева	<i>Na₂S</i> <i>NaHS</i>	Сульфіди Гідросульфіди
<i>H₂Se</i>	Селенідна Селеноводнева	<i>Na₂Se</i> <i>NaHSe</i>	Селеніди Гідроселеніди
<i>H₂Te</i>	Телуридна Телуроводнева	<i>Na₂Te</i> <i>NaHTe</i>	Телуриди Гідротелуриди
<i>HCN</i>	Ціанідна Ціановоднева	<i>NaCN</i>	Ціаніди

Додаток В

Назви деяких оксигеновмісних кислот та відповідних солей

Елемент	Кислотний оксид	Формула кислоти, що відповідає оксиду	Назви кислот	Формули відповідних солей	Назви відповідних солей
<i>Cl</i>	Cl_2O	$HClO$	Гіпохлоритна Хлорнуватиста	$NaClO$	Гіпохлорити
	Cl_2O_7	$HClO_4$	Перхлоратна Хлорна	$NaClO_4$	Перхлорати
<i>S</i>	SO_2	H_2SO_3	Сульфітна Сірчиста	Na_2SO_3 $NaHSO_3$	Сульфіти Гідросульфіти
	SO_3	H_2SO_4	Сульфатна Сірчана	Na_2SO_4 $NaHSO_4$	Сульфати Гідросульфати
<i>N</i>	N_2O_3	HNO_2	Нітритна Азотиста	$NaNO_2$	Нітрити
	N_2O_5	HNO_3	Нітратна Азотна	$NaNO_3$	Нітрати
<i>Si</i>	SiO_2	H_2SiO_3	Силікатна Кремнієва	Na_2SiO_3	Силікати
<i>C</i>	CO_2	H_2CO_3	Карбонатна	Na_2CO_3	Карбонати
			Вугільна	$NaHCO_3$	Гідрокарбонати

Продовження додатку В

<i>P</i>	P_2O_5	HPO_3 H_3PO_4	Метафосфатна Метафосфорна Ортофосфатна Ортофосфорна	$NaPO_3$ Na_3PO_4 Na_2HPO_4 NaH_2PO_4	Метафосфати Ортофосфати (фосфати) Гідроорто- фосфати (гідрофосфати) Дигідроорто- фосфати (дигідро- фосфати)
<i>Mn</i>	Mn_2O_7	$HMnO_4$	Перманганатна Манганова	$NaMnO_4$	Перманганати
<i>Cr</i>	CrO_3	H_2CrO_4 $H_2Cr_2O_7$	Хроматна Хромова Дихроматна Дихромова	Na_2CrO_4 $Na_2Cr_2O_7$	Хромати Дихромати

Додаток Г

Значення деяких фундаментальних сталих

Стала Авогадро	N_A	$6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$
Молярна газова стала	R	8,31441 Дж/К·моль
Об'єм моля ідеального газу за температури 273К та тиску 101325Па	V_m	22,4138 л/моль
Ебуліоскопічна стала	E_{H_2O}	0,52 кг·град/моль
Кріоскопічна стала	K_{H_2O}	1,86 кг·град/моль

Додаток Д

Розчинність кислот, основ та солей у воді (р – розчиняється, н – не розчиняється, м – мало розчиняється, '-' – не існує або розкладаються водою)

Іони	OH ⁻	NO ₃ ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	PO ₄ ³⁻	CH ₃ COO ⁻
H ⁺	-	р	р	р	р	р	р	р	р	н	р	р
NH ₄ ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
K ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Na ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Ag ⁺	-	р	н	н	н	н	н	н	н	-	н	р
Ba ²⁺	р	р	р	р	р	-	н	н	н	н	н	р
Mg ²⁺	н	р	р	р	р	-	н	р	н	н	н	р
Zn ²⁺	н	р	р	р	р	н	н	р	н	н	н	р
Cu ²⁺	н	р	р	р	-	н	-	р	-	н	н	р
Hg ²⁺	-	р	н	м	н	н	-	р	-	-	н	р

Продовження додатку Д

Іони	OH^-	NO_3^-	Cl^-	Br^-	I^-	S^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	CO_3^{2-}	SiO_3^{2-}	PO_4^{3-}	CH_3COO^-
Pb^{2+}	н	р	м	м	н	н	н	н	н	н	н	р
Sn^{2+}	н	р	р	р	м	н	н	н	н	н	н	р
Ni^{2+}	н	р	р	р	р	н	н	р	н	-	н	р
Cd^{2+}	н	р	р	р	р	н	н	р	н	-	н	р
Co^{2+}	н	р	р	р	р	н	н	р	н	-	н	р
Fe^{2+}	н	р	р	р	р	н	н	р	н	-	н	р
Fe^{3+}	н	р	р	р	-	-	-	р	н	н	н	р
Al^{3+}	н	р	р	р	р	-	-	р	-	н	н	р
Cr^{3+}	н	р	р	р	р	-	-	р	-	-	н	р

Додаток Е

Стандартні електродні потенціали деяких систем

Електродна реакція	E^0 , В	Електродна реакція	E^0 , В
$\text{Li}^+ + e \leftrightarrow \text{Li}$	-3,04	$\text{Sn}^{4+} + 2e \leftrightarrow \text{Sn}^{2+}$	0,15
$\text{K}^+ + e \leftrightarrow \text{K}$	-2,92	$\text{Bi}^{3+} + 3e \leftrightarrow \text{Bi}$	0,28
$\text{Ba}^{2+} + 2e \leftrightarrow \text{Ba}$	-2,90	$\text{Cu}^{2+} + 2e \leftrightarrow \text{Cu}$	0,34
$\text{Ca}^{2+} + 2e \leftrightarrow \text{Ca}$	-2,87	$4\text{OH}^- - 4e \leftrightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (pH = 14)	0,40
$\text{Na}^+ + e \leftrightarrow \text{Na}$	-2,71	$2\text{J}^- - 2e \leftrightarrow \text{J}_2$	0,53
$\text{Mg}^{2+} + 2e \leftrightarrow \text{Mg}$	-2,34	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + e \leftrightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,76
$\text{Al}^{3+} + 3e \leftrightarrow \text{Al}$	-1,66	$\text{Fe}^{3+} + e \leftrightarrow \text{Fe}^{2+}$	0,77
$\text{Mn}^{2+} + 2e \leftrightarrow \text{Mn}$	-1,18	$\text{Ag}^+ + e \leftrightarrow \text{Ag}$	0,80
$2\text{H}_2\text{O} + 2e \leftrightarrow 2\text{OH}^- + \text{H}_2$ (pH = 14)	-0,83	$\text{Hg}^{2+} + 2e \leftrightarrow \text{Hg}$	0,85
$\text{Zn}^{2+} + 2e \leftrightarrow \text{Zn}$	-0,76	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3e \leftrightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,96
$\text{Cr}^{3+} + 3e \leftrightarrow \text{Cr}$	-0,71	$2\text{Br}^- - 2e \leftrightarrow \text{Br}_2$	1,06
$\text{Fe}^{2+} + 2e \leftrightarrow \text{Fe}$	-0,44	$2\text{H}_2\text{O} - 4e \leftrightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$ (pH = 7)	1,23
$2\text{H}_2\text{O} + 2e \leftrightarrow 2\text{OH}^- + \text{H}_2$ (pH = 7)	-0,41	$2\text{Cl}^- - 2e \leftrightarrow \text{Cl}_2$	1,36
$\text{Cd}^{2+} + 2e \leftrightarrow \text{Cd}$	-0,40	$\text{Au}^{3+} + 3e \leftrightarrow \text{Au}$	1,42
$\text{Co}^{2+} + 2e \leftrightarrow \text{Co}$	-0,28	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e \leftrightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,51
$\text{Ni}^{2+} + 2e \leftrightarrow \text{Ni}$	-0,25	$\text{Au}^+ + e \leftrightarrow \text{Au}$	1,69
$\text{Sn}^{2+} + 2e \leftrightarrow \text{Sn}$	-0,14	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	1,78
$\text{Pb}^{2+} + 2e \leftrightarrow \text{Pb}$	-0,13	$2\text{SO}_4^{2-} - 2e \leftrightarrow \text{S}_2\text{O}_8^{2-}$	2,01
$2\text{H}^+ + 2e \leftrightarrow \text{H}_2$	0,00	$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2e \leftrightarrow \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	2,07
$\text{H}_2\text{S} \leftrightarrow \text{S} + 2\text{H}^+ + 2e$	0,14	$2\text{F}^- - 2e \leftrightarrow \text{F}_2$	2,86