

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ ТА НАУКИ УКРАЇНИ
НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ УКРАЇНИ
«КИЇВСЬКИЙ ПОЛІТЕХНІЧНИЙ ІНСТИТУТ»

**ЗАВДАННЯ ТА МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
ДО ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ ТА ПРАКТИЧНИХ ЗАНЯТЬ
З ЗАГАЛЬНОЇ ТА НЕОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ**

для студентів факультету біотехнології та біотехніки

Київ
“Політехніка”
2007

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ ТА НАУКИ УКРАЇНИ
НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ УКРАЇНИ
«КИЇВСЬКИЙ ПОЛІТЕХНІЧНИЙ ІНСТИТУТ»

**ЗАВДАННЯ ТА МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
ДО ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ ТА ПРАКТИЧНИХ ЗАНЯТЬ
З ЗАГАЛЬНОЇ ТА НЕОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ**

для студентів факультету біотехнології та біотехніки

Затверджено Методичною радою НТУУ “КПІ”

Київ
“Політехніка”
2007

НАВЧАЛЬНЕ ВИДАННЯ

Завдання та методичні вказівки до лабораторних робіт з загальної та неорганічної хімії

для студентів факультету біотехнології та біотехніки

Укладачі:

Андрійко Олександр Опанасович
Лісовська Ірина Володимирівна
Матяшов Віктор Георгійович
Власенко Наталія Євгенівна

Рецензент:

Пацкова Тетяна Валентинівна

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

Посібник складається з трьох частин. В першій частині наведені роботи, що стосуються загальних понять хімії та закономірностей перебігу хімічних процесів, які вивчаються перед розглядом хімічних властивостей неорганічних речовин. Роботи другої частини стосуються вивчення хімічних властивостей елементів та їх сполук. В третю частину винесені деякі теми, що вивчаються на практичних заняттях, передбачених навчальними програмами курсу.

До кожної теми подані теоретичні відомості, які включають основні положення програми, контрольні запитання та задачі, порядок виконання робіт (для лабораторних робіт).

При підготовці теми необхідно вивчити програмні питання домашнього завдання за підручниками або за посібниками. Потім письмово розв'язати задачі, дати обґрунтовані відповіді на поставлені запитання, а також підготувати протокол лабораторних дослідів.

Опрацьовуючи матеріал другої частини посібника, потрібно навести необхідні формули речовин, структурні формули, рівняння реакцій, і, нарешті, підготувати рівняння реакцій до лабораторних дослідів. Якщо при виборі необхідних реакцій виникають труднощі, можна скористатись лівими частинами рівнянь реакцій, які подані в розділі “Закінчіть рівняння реакцій”.

Назви хімічних елементів та простих речовин подані відповідно до ДСТУ2439-94:

Символи елементів	Назви елементів	Назви простих речовин
H	Гідроген	Водень
C	Карбон	Алмаз, графіт
N	Нітроген	Азот
O	Оксиген	Кисень, озон
F	Флюор	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

(назви інших елементів та простих речовин збігаються)

Частина I. Загальна хімія

Лабораторна робота 1

АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ. ЗАКОН ЕКВІВАЛЕНТІВ

Мета роботи: навчитися експериментально визначати молярні маси еквівалентів металів.

Теоретичні відомості

Предмет та завдання хімії. Значення хімії для підготовки спеціалістів-біотехнологів. Перспективи розвитку хімії, технології та проблеми екології.

Основні поняття хімії: атом, елемент, проста речовина, алотропія, молекула. Атомні та молекулярні маси. Моль як одиниця кількості речовини. Молярна маса.

Закон еквівалентів. Еквівалент елемента. Еквівалентна маса. Молярна маса еквівалентів. Еквівалентні маси складних речовин.

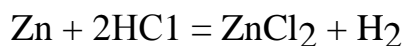
Контрольні запитання і задачі.

1. Що таке атом, атомна маса, елемент?
2. Що таке елемент, проста речовина? Відмінності цих понять.
3. Що таке моль, молярна маса? Як визначають молярну масу?
4. Що таке еквівалент, еквівалентна маса? Чи може еквівалент бути ідентичним атому, молекулі речовини? Чому дорівнюють еквівалент, еквівалентна маса та молярна маса еквівалентів феруму в сполуках Fe_2O_3 , FeSO_4 ?
5. Сформулюйте закон еквівалентів та наведіть його математичний вираз. Чому дорівнюють еквівалент, еквівалентна маса та молярна маса еквівалентів Сульфуру в сполуках H_2S , SO_2 , H_2SO_4 ?
6. Поясніть закон еквівалентів на основі атомно-молекулярного вчення. Чому дорівнюють еквівалент, еквівалентна маса та молярна маса еквівалентів нітрогену в сполуках NO , NO_2 , N_2O_5 ?
7. Чому дорівнюють еквівалент, еквівалентна маса та молярна маса еквівалентів сполук: а) H_2SO_4 , б) $\text{Al}(\text{OH})_3$, в) Al_2O_3 , г) HCl , д) FeSO_4 , е) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$?
8. 3 г металу взаємодіє з 1,64 г сірки. Визначте еквівалентну масу металу (валентність сульфуру у продукті реакції дорівнює 2).
9. 11,9 г металу витісняє з кислоти 2,24 л водню (н.у.). Розрахуйте еквівалент та атомну масу металу, якщо його валентність у продукті реакції дорівнює 2.
10. Визначте еквівалентну масу меркурію в оксиді, його валентність, якщо з 1 г цього оксиду після повного розкладу утворюється 0,9262 г вільної ртуті.

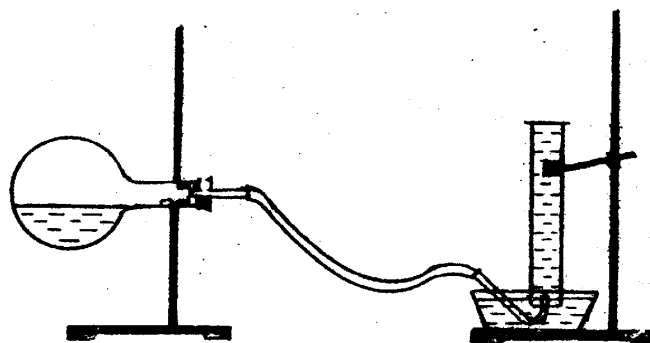
Порядок виконання лабораторної роботи

Визначення молярної маси еквівалентів металу

Молярна маса еквівалентів цинку визначається об'ємним методом за результатами взаємодії цинку з соляною кислотою:



У колбу місткістю 250 мл налейте через лійку 20 мл розчину соляної (хлоридної) кислоти так, щоб кислота не попала 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 закрийте газовідвідною трубкою, протилежний кінець якої занурте у кристалізатор з водою.



Прилад 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 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. малюнок) 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. 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 $P(H_2)$ визначте із співвідношення

$$P_{\text{с}} = P(H_2) + P(H_2O) + h/13,6.$$

розрахуйте масу водню за рівнянням Менделєєва-Клапейрона:

$$pV = \frac{m(H_2)}{M(H_2)} RT$$

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.

$$\frac{m(Zn)}{m(H_2)} = \frac{M(1/2 Zn)}{M(H)}$$

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

$$\Delta = M(1/2 Zn)_{\text{досл}} - M(1/2 Zn)_{\text{теор}}; \quad \delta = \frac{\Delta}{M(1/2 Zn)_{\text{теор}}}$$

Лабораторна робота 2

СТЕХІОМЕТРИЧНІ ЗАКОНИ ХІМІЇ

Мета роботи: навчитися експериментально визначати молярні маси газоподібних речовин та встановлювати формули хімічних речовин, користуючись стехіометричними законами хімії.

Теоретичні відомості

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

Контрольні запитання і задачі

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

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

3. Наведіть формулювання закону Авогадро, вкажіть межі його застосування. Скільки молекул міститься: а) в 1 л азоту за н.у., б) в 1 л рідкої води?

4. Наслідки закону Авогадро. В якій масі CO та CO₂ міститься по $1,2 \cdot 10^{24}$ молекул?

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

6. Поясніть, де міститься більше атомів: в 1 г магнію чи в 1 г вуглецю?

7. Яка кількість речовини (моль) міститься в 2 г кисню? Який об'єм займає 2 г кисню за н.у.?

8. Густина газу за воднем становить 32. Знайдіть його молярну масу, відносну густину за повітрям та масу однієї молекули.

9. Маса рівних об'ємів деякого газу та повітря за однакових умов дорівнюють відповідно 3,4 г та 2,9 г. Визначте молекулярну масу газу.

10. Розрахуйте масу 1 л кисню (н.у.), число молів та молекул кисню в цьому об'ємі.

11. Маса 500 мл газу (н.у.) становить 1,806г. Знайдіть його молярну масу та масу однієї молекули.

12. Обчисліть молярну масу газу, бг якого займає об'єм 7л при температурі 750 К і тиску 83,1 кПа ($R = 8,31 \text{ Дж/(моль}\cdot\text{К)}$).

13. Чому дорівнює густина (н.у.) оксиду сульфуру (IV) та його густина за киснем?

14. 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?

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

Порядок виконання лабораторної роботи

Визначення молярної маси вуглекислого газу

Сушу колбу місткістю 250 мл закрийте корком. Олівцем на склі позначте рівень, до якого корок входить у шийку колби. Зважте закриту корком колбу на техно-хімічних терезах з точністю до 0,01 г. Заповніть колбу вуглекислим газом з апарата Кіппа. Повноту заповнення перевірте тліючою скіпкою. Закрийте колбу корком так, щоб він зайняв попереднє положення. Зважте колбу з вуглекислим газом.

Повторіть наповнення колби вуглекислим газом і знову зважте її. Розбіжність між масами не повинна перевищувати похибки зважування (0,01г). Якщо різниця більше цієї величини, необхідно повторити наповнення колби вуглекислим газом та зважування.

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

Дані досліду внесіть до лабораторного журналу:

1. Маса колби з повітрям $m_{\text{к+п}}$, г-
2. Маса колби з вуглекислим газом $m_{\text{к+CO}_2}$, г -
3. Об'єм колби V , мл -
4. Температура t , °С-

5. Барометричний тиск P_0 , мм рт. ст. (або Па) –
Перерахуйте об'єм повітря (вуглекислого газу) на нормальні умови:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_1 V_1}{T_1}$$

Розрахуйте масу повітря $m_{\text{п}}$ в колбі за пропорцією:

$$\begin{array}{r} 29 \text{ г повітря} - 22400 \text{ мл} \\ m_{\text{п}} \quad \quad \quad - \quad V_0 \end{array}$$

де 29 г/моль - молярна маса повітря.

$$\text{Знайдіть масу колби: } m_{\text{к}} = m_{\text{к+п}} - m_{\text{п}}$$

та масу вуглекислого газу:

$$m_{(\text{CO}_2)} = m_{(\text{к+CO}_2)} - m_{\text{к}}$$

Розрахуйте молярну масу $M(\text{CO}_2)$ вуглекислого газу трьома способами:

а) за молярним об'ємом газу(н.у.):

$$m(\text{CO}_2) : V_0 = M(\text{CO}_2) : V_{\text{м}}$$

б) за відносною густиною за повітрям:

$$\frac{m(\text{CO}_2)}{m_{\text{повітря}}} = \frac{M(\text{CO}_2)}{M_{\text{повітря}}}$$

в) за рівнянням Клапейрона - Менделєєва.

Визначте середнє значення молярної маси, абсолютну та відносну похибки досліду.

Лабораторна робота 3

ЕНЕРГЕТИКА ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ

Мета роботи: навчитися визначати теплові ефекти та напрямок перебігу хімічних реакцій.

Теоретичні відомості

Перший закон термодинаміки. Внутрішня енергія та ентальпія. Термохімічні рівняння. Закон Гесса та його використання в термохімічних розрахунках. Теплота утворення. Розрахунок теплових ефектів за теплотами утворення. Другий закон термодинаміки. Поняття про ентропію та енергію Гіббса. Напрявленість процесів.

Контрольні запитання і задачі

1. Що називається внутрішньою енергією системи? Чи можна визначити абсолютне значення внутрішньої енергії? Чому?

2. Що таке ентальпія системи, як вона пов'язана з внутрішньою енергією та тепловим ефектом? Чому значення ΔH найчастіше використовують у термохімічних рівняннях?

3. Сформулюйте закон Гесса, наведіть приклади, що його ілюструють.

4. Використовуючи термохімічні рівняння :



визначте ΔH випаровування води. Відповідь мотивуйте.

5. Що називається теплотою утворення речовини, для яких речовин вона приймається рівною нулю? Використання теплот утворення в термохімічних розрахунках.

6. Складіть термохімічне рівняння горіння сірководню та визначте зміну ентальпії системи, якщо ΔH утворення речовин H_2S , SO_2 та H_2O дорівнюють відповідно +20, -297 і -242 кДж/моль.

7. Що таке ентропія системи, від чого вона залежить? Як та чому впливає зміна ентропії системи на напрямленість реакцій?

8. Як та чому змінюється ентропія системи при таких перетвореннях:

а) лід \rightarrow вода; б) водяна пара \rightarrow вода; в) $\text{C}(\text{тв.}) + 2\text{H}_2(\text{г.}) \rightarrow \text{CH}_4(\text{г.})$;

г) $2\text{O}_3(\text{г.}) \rightarrow 3 \text{O}_2(\text{г.})$; д) $\text{Fe}(\text{тв.}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{г.}) \rightarrow \text{FeO}(\text{тв.})$;

е) $\text{H}_2(\text{г.}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{г.}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{г.})$.

9. Як впливає зміна ентальпії (ΔH) та зміна ентропії (ΔS) системи на напрямленість процесу, чому? Що таке енергія Гіббса, як вона змінюється при самочинних процесах?

10. Використовуючи наведені нижче довідкові дані, розрахуйте для вказаних реакцій тепловий ефект та зміну ентропії. Як впливають ентальпійний та ентропійний фактори на напрямленість заданої реакції? Зробіть висновок чи є оборотною ця реакція. Розрахуйте зміну енергії Гіббса. В якому напрямку протікає реакція: при стандартних умовах; при низьких температурах; при високих температурах? а) $\text{N}_2(\text{г.}) + 3\text{H}_2(\text{г.}) = 2\text{NH}_3(\text{г.})$; б) $2\text{H}_2(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г.})$; в) $4\text{NH}_3(\text{г.}) + 3\text{O}_2(\text{г.}) = 2\text{N}_2(\text{г.}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г.})$.

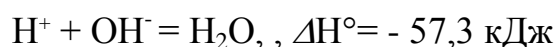
Речовина	H_2	N_2	O_2	NH_3	H_2O
ΔH (298); кДж/моль	-	-	-	46	242
S (298); Дж/(моль•К)	131	192	205	192	189

Порядок виконання лабораторної роботи.

Визначення теплового ефекту реакції нейтралізації

Стандартний тепловий ефект реакції нейтралізації - це зміна ентальпії в реакції між одним молем іонів гідрогену й одним молем іонів гідроксилу з утворенням одного моля молекул води за стандартних умов.

Відповідне термохімічне рівняння реакції в іонно-молекулярній формі має вигляд:



Одержіть у викладача завдання, в якому зазначено молярну концентрацію розчину кислоти та об'єм цього розчину, що буде використаний в досліді. Розрахуйте кількість речовини (кислоти) в молях, що знаходиться у заданому об'ємі розчину:

$$n(\text{кислоти}) = C(\text{кислоти}) \cdot V_{\text{р-ну.}}$$

За рівнянням реакції взаємодії кислоти з лугом розрахуйте, яку кількість NaOH необхідно використати для нейтралізації кислоти. Визначте, в якому об'ємі розчину лугу знаходиться необхідна кількість лугу для проведення реакції нейтралізації кислоти.

Заповніть бюретку розчином кислоти та налейте заданий об'єм розчину кислоти у внутрішній стакан калориметра. Виміряйте температуру розчину кислоти термометром та запишіть до лабораторного журналу значення температури:

$$t_1 = \dots \text{ } ^\circ\text{C}.$$

Використавши мірний циліндр, відміряйте необхідний для проведення нейтралізації об'єм розчину лугу. Додайте розчин лугу у стакан з розчином кислоти, перемішайте вміст стакану термометром та зафіксуйте максимальне значення температури:

$$t_2 = \dots \text{ } ^\circ\text{C}.$$

Після проведення досліду виконайте необхідні розрахунки:

Визначте, якою була зміна температури при проведенні реакції нейтралізації. Розрахуйте сумарну масу двох розчинів, використавши густину кожного розчину та його об'єм:

$$m_{\text{р-ну}} = m_{\text{р-ну к-ти}} + m_{\text{р-ну лугу}} = V_{\text{к-ти}} \cdot \rho_{\text{к-ти}} + V_{\text{лугу}} \cdot \rho_{\text{лугу}}$$

Розрахуйте тепловий ефект проведеного процесу нейтралізації $\Delta H_{\text{нейтр.}}$, прийнявши теплоємність нейтралізованого розчину такою, як теплоємність води. Тоді

$$\Delta H_{\text{нейтр}}(\text{кДж}) = m_{\text{р-ну}}(\text{г}) \cdot \Delta T(\text{К}) \cdot 4,18 \cdot 10^{-3}(\text{кДж/г}\cdot\text{К}).$$

Експериментальне значення стандартної ентальпії нейтралізації $\Delta H_{\text{нейтр.експ}}$ розрахуйте за формулою:

$$\Delta H_{\text{нейтр.експ}} = \frac{\Delta H_{\text{нейтр.}}}{n(\text{NaOH})} = \quad (\text{кДж/моль})$$

Розрахуйте абсолютну (Δ) та відносну (δ , %) похибки експеримента та заповніть таблиці:

$$\Delta = |\Delta H^0_{\text{теор}} - \Delta H_{\text{нейт. експ}}|$$

$$\delta = \frac{\Delta \cdot 100\%}{\Delta H_{\text{теор}}}$$

Вихідні дані

Розчин кислоти				Розчин лугу			
Формула кислоти	$V_{\text{к}}$, л	$C(x)$, моль/л	$\rho_{\text{кислоти}}$, г/л	Формула лугу	$V_{\text{л}}$, л	$C(\text{NaOH})$, моль/л	$\rho_{\text{лугу}}$, г/л

Результати роботи

t ₁ , °C	t ₂ , °C	Δt, °C	m, г	ΔH _{експ} , к/моль	Похибка	
					Абсолютна	Відносна

Лабораторна робота 4 ХІМІЧНА КІНЕТИКА

Мета роботи: експериментально вивчити, як впливає концентрація речовин і температура на швидкість хімічних реакцій.

Теоретичні відомості

Швидкість реакції в гомогенній та гетерогенній системах. Вплив температури на швидкість реакції, правило Вант-Гоффа. Активні молекули. Енергія активації. Рівняння Арреніуса. Поняття про каталіз. Ланцюгові реакції. Особливості кінетики гетерогенних процесів.

Контрольні запитання і задачі

1. Що таке швидкість реакції в гомогенній та в гетерогенній системах? Як залежить швидкість реакції в гомогенній системі від концентрації вихідних речовин?
2. Який фізичний смисл константи швидкості реакції? Від чого вона залежить?
3. Чому зміна температури суттєво впливає на швидкість хімічних реакцій? Наведіть математичний вираз правила Вант-Гоффа.
4. Що таке енергія активації, перехідний стан?
5. Які речовини називаються каталізаторами, як і чому вони впливають на швидкість реакцій?
6. Чим відрізняються порядок та молекулярність реакції? Як вони визначаються? Наведіть приклади.
7. Для реакції: а) $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$; б) $2\text{NOCl} = 2\text{NO} + \text{Cl}_2$;
в) $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$; наведіть математичний вираз закону діючих мас та розрахуйте, у скільки разів збільшиться швидкість реакції при: збільшенні концентрації оксиду нітрогену (II) в 3 рази; підвищенні тиску в 3 рази.
8. У скільки разів треба знизити тиск, аби швидкість реакції $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ зменшилася в 1000 разів?
9. У скільки разів збільшиться швидкість реакції при підвищенні температури на 40°C, якщо $\gamma = 3$?

10. На скільки градусів треба знизити температуру в системі, аби швидкість реакції зменшилася в 64 рази ($\gamma = 4$)?

11. Наведіть приклад ланцюгової реакції. Які головні стадії характерні для такої реакції?

Порядок виконання лабораторної роботи

Вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції

Налийте в три хімічні стакани розчин тіосульфату натрію, ($\omega(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,5\%$) та дистильовану воду в кількостях, що вказані у табл. 1. Додайте в кожну склянку по 15 мл розчину сірчаної кислоти ($\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5\%$) та визначте час від моменту змішування розчинів до моменту появи помутніння, що обумовлене виділенням сірки в результаті реакції



Дані досліду занесіть у табл. 1.

Розрахуйте відносну швидкість реакції ($V=1/\tau$) та константу швидкості реакції ($k=V/C_1 \cdot C_2$, де C_1 і C_2 відносні концентрації $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ та H_2SO_4 відповідно).

Таблиця 1.

Номер досліду	Розчин $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Вода дист., мл	C_1	Розчин H_2SO_4 , мл	C_2	Загальний об'єм розчину, мл	Час появи Помутніння τ , сек.	Відносна швидкість реакції, v	Константа швидкості, k
1	5	10	1	15	3	30			
2	10	5	2	15	3	30			
3	15	—	3	15	3	30			

Залежність швидкості реакції від концентрації тіосульфату зобразіть у вигляді графіка. По осі абсцис відкладіть відносну концентрацію, а по осі ординат – відносну швидкість реакції.

Вплив температури на швидкість реакції

При кімнатній температурі в одну пробірку влийте з бюретки 5 мл розчину тіосульфату натрію ($c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1$ моль/л), в іншу - 5 мл розчину сульфатної кислоти ($c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$ моль/л). Прилийте розчин сульфатної кислоти до розчину тіосульфату натрію, визначте час, який пройшов з моменту зливання розчинів до моменту помутніння. Результати експерименту запишіть у таблицю

Щоб провести аналогічний дослід при 40°C , пробірки з 5 мл розчину тіосульфату натрію та 5 мл розчину сульфатної (сірчаної) кислоти вміщують у водяну баню з температурою 40°C . Протягом 5 хвилин обидві пробірки

термостатують, а потім до розчину солі доливають розчин сульфатної кислоти (причому, пробірку з тіосульфатом натрію не виймають з бані). Визначте час, який пройшов з моменту зливання розчинів до моменту помутніння. Результати експерименту запишіть у таблицю. Аналогічно проведіть експеримент при 60 °С. Результати запишіть у таблицю 2.

Таблиця 2.

Температура		Час до початку помутніння τ , с	Відносна швидкість реакції $\frac{100}{\tau}$, с ⁻¹	Температурний коефіцієнт, γ	Енергія активації E_A , кДж/моль
t , °С	T , К				
20					
40					
60					

Обчисліть відносну швидкість реакції за кожної з температур:

$$v_t = \frac{100}{\tau}, \text{ с}^{-1}$$

Побудуйте графік залежності швидкості реакції від температури $v = f(t)$, відкладаючи на осі абсцис температуру, а на осі ординат - відносну швидкість. Розрахуйте температурний коефіцієнт швидкості реакції для кожного інтервалу температур (γ_i) та середнє його значення ($\gamma_{\text{сеп}}$):

$$\gamma_1 = \frac{\Delta T / 10 \sqrt{V_{t_2} / V_{t_1}}}{\Delta T_1 = T_2 - T_1, \text{ К};}$$

$$\gamma_2 = \frac{\Delta T / 10 \sqrt{V_{t_3} / V_{t_2}}}{\Delta T_2 = T_3 - T_2, \text{ К};}$$

$$\gamma_{\text{сеп}} = \frac{\Delta T / 10 \sqrt{V_{t_3} / V_{t_1}}}{\Delta T_{\text{сеп}} = T_3 - T_1, \text{ К};}$$

За рівнянням Арреніуса визначте енергію активації реакції:

$$E_a = \frac{RT_x T_1}{T_x - T_1} \ln \gamma_{\text{сеп}}^{\Delta T / 10} = \frac{RT_x T_1}{10} \ln \gamma_{\text{сеп}}$$

R - універсальна газова стала ($8,31 \cdot 10^{-3}$ кДж/(моль•К), де T_x дорівнює T_2 або T_3).

Результати обчислень занесіть до таблиці та поясніть причину збільшення швидкості хімічної реакції при збільшенні температури. Проаналізуйте характер залежності, що спостерігається, та зробіть висновок, чи змінюється значення E_A при зміні T .

Лабораторна робота 5

ХІМІЧНА РІВНОВАГА

Мета роботи: експериментально вивчити, які фактори впливають на положення рівноваги.

Теоретичні відомості

Оборотні реакції. Кінетична умова хімічної рівноваги. Константа рівноваги. Зміщення рівноваг. Принцип Ле-Шательє. Вплив концентрацій, тиску та температури на стан рівноваги. Термодинамічні фактори, що визначають рівновагу. Термодинамічна умова рівноваги.

Контрольні запитання і задачі

1. Виведіть вирази констант рівноваги реакцій а) $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$, $\Delta H > 0$; б) $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$, $\Delta H < 0$; в) $2\text{NOCl} \rightleftharpoons 2\text{NO} + \text{Cl}_2$, $\Delta H > 0$.

Користуючись принципом Ле-Шательє, поясніть, у якому напрямку зміститься рівновага наведених реакцій при зменшенні тиску в системі; зменшенні концентрації продуктів реакції; підвищенні температури. Чи зміняться при цьому значення констант рівноваги?

2. Наведіть вирази для K_c та K_p наведених нижче процесів:

а) $\text{CO}_2 + \text{C} \rightleftharpoons 2\text{CO}$; б) $\text{ZnO} + \text{C} \rightleftharpoons \text{Zn} + \text{CO}$; в) $\text{H}_2\text{O} + \text{C} \rightleftharpoons \text{H}_2 + \text{CO}$.

В якому напрямку зміститься рівновага при додаванні в систему CO , C , зменшенні тиску

3. Які знаки мають ΔH та ΔS для наведених далі оборотних реакцій? Що є умовою з погляду термодинаміки для стану рівноваги?

а) $\text{Fe} + \text{CO} \rightleftharpoons \text{FeO} + \text{C}$ (екзотермічна)

б) $\text{H}_2\text{O} + \text{C} \rightleftharpoons \text{CO} + \text{H}_2$ (ендотермічна)

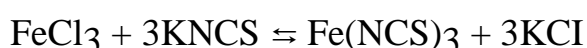
в) $\text{CO}_2 + \text{C} \rightleftharpoons 2\text{CO}$ (ендотермічна)

В який бік спрямовують ці реакції, ентропійний та ентальпійний фактори? Яка умова з погляду термодинаміки для стану рівноваги?

Порядок виконання лабораторної роботи

Вивчення зміщення хімічної рівноваги.

У пробірку внесіть по 3-5 крапель розчинів FeCl_3 та KNCS . Одержаний розчин розведіть водою до світло-червоного кольору і розлийте у чотири пробірки. У першу пробірку додайте краплю розчину FeCl_3 у другу - краплю розчину KNCS , у третю внесіть трохи кристалічного KCl . Порівняйте інтенсивність забарвлення розчинів у цих пробірках з кольором вихідного розчину (еталон - четверта пробірка). Зробіть висновок про вплив зміни концентрацій вихідних речовин та продуктів реакції на стан хімічної рівноваги в системі:



Лабораторна робота 6
ЗАГАЛЬНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ

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

Теоретичні відомості

Дисперсні системи. Істинні розчини. Концентрація розчинів та способи її вираження. Процеси, які проходять при розчиненні речовин у рідинах. Сольватація. Теплота (ентальпія) розчинення. Вплив температури та тиску на розчинність газів і твердих речовин у рідинах. Закони Рауля, їх формулювання, математичні вирази, взаємозв'язок. Осмос. Осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа.

Контрольні запитання і задачі

1. Що таке сольватація? Які процеси, які види взаємодії між молекулами відбуваються при розчиненні:

а) метанолу у воді; б) бром у воді; в) пентану в гексані?

2. Що таке теплота розчинення, які складові входять до величини теплоти розчинення? Які знаки найчастіше має теплота розчинення: а) газів у рідинах; б) твердих речовин у рідинах. Поясніть, як впливає підвищення температури на ці процеси.

3. Поясніть, як і чому впливає тиск газів на їх розчинність у рідинах. 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.

4. Наведіть формулювання та математичний вираз II-го закону Рауля для зміни температур кипіння. Як пов'язана зміна температури кипіння розчину із зміною тиску його насиченої пари (поясніть за допомогою відповідної графічної залежності)?

5. Наведіть формулювання та математичний вираз II-го закону Рауля для температур замерзання розчинів. Як пов'язана зміна температури замерзання із зміною тиску його насиченої пари (поясніть за допомогою відповідного графіка).

6. 20 г сірчаної кислоти розчинили у 100 мл води. Розрахуйте масову та молярну частки, молярну та молярну концентрації, молярну концентрацію еквівалентів сірчаної кислоти (густина розчину дорівнює $1,13 \text{ г/см}^3$).

7. Скільки грамів гідроксиду натрію треба розчинити в 270 мл води, щоб одержати розчин з масовою часткою лугу 0,1. Яку молярність має цей розчин?

8. Молярна частка гідроксиду натрію у водному розчині становить 0,2, густина розчину $1,4 \text{ г/см}^3$. Розрахуйте масову частку гідроксиду натрію, його молярну та молярну концентрації.

9. Чому дорівнює зниження тиску насиченої пари над розчином, який містить 18 г глюкози ($C_6H_{12}O_6$) у 180 г води при температурі $100^\circ C$? Чому дорівнює тиск насиченої пари над розчином у цих умовах?

10. Визначте підвищення температури кипіння розчину 9,2 г гліцерину ($C_3H_8O_3$) у 100 г води ($E_{H_2O} = 0,52 \text{ К} \cdot \text{кг/моль}$).

11. Знайдіть молекулярну масу речовини, якщо розчин, що містить 3г цієї речовини в 100г води, починає замерзати при $-0,93^\circ C$ ($K_{H_2O} = 1,86 \text{ К} \cdot \text{кг/моль}$).

12. Поясніть, чи відрізняються температури кристалізації розчинів які містять у 100 г води :

а) 0,1 моль цукру ($C_{12}H_{22}O_{11}$) та 0,1 моль глюкози ($C_6H_{12}O_6$);

б) 34 г цукру та 18 г глюкози; в) 100 г цукру та 100 г глюкози;

г) 0,1 моль цукру та 0,1 моль хлориду натрію;

д) 17 г цукру та 9 г глюкози;

е) 0,05 моль глюкози та 0,05 сульфату алюмінію.

13. Визначте осмотичний тиск розчину, що містить у 200 мл 0,1 г. цукру при $20^\circ C$.

14. Чому дорівнює осмотичний тиск розчину, в 1 л якого міститься 18,4 гліцерину $C_3H_5(OH)_3$? Температура розчину становить $17^\circ C$.

15. Осмотичний тиск розчину глюкози $C_6H_{12}O_6$ при $0^\circ C$ дорівнює 454 кПа. Обчисліть молярну концентрацію розчину.

Порядок виконання лабораторної роботи

1. Тепло розчинення

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

Проведіть аналогічний дослід, використавши замість хлориду амонію гідроксид калію. 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 додайте трохи (0,5г) кристалів цієї ж солі. Чи йде розчинення солі? Нагрійте розчин. Що відбувається при нагріванні? Чому?

б) Нагрійте 2 мл насиченого розчину ацетату кальцію. Поясніть причину утворення кристалів.

3. Підвищення температури кипіння розчину

У колбі або стакані нагрійте до кипіння 30 – 50 мл дистильованої води. Виміряйте температуру води, що кипить. Внесіть 1-2 г кристалічного хлориду натрію та виміряйте температуру кипіння розчину, що утворився. Ще раз додайте таку ж порцію хлориду натрію. Як та чому змінюється температура кипіння розчину?

4. Приготування пересиченого розчину

До 1 г кристалів тіосульфату натрію $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ додайте 2-3 краплини 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?

Лабораторна робота 7

РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Мета роботи: зіставити силу електролітів, пояснити вплив однойменного йона на дисоціацію слабого електроліту.

Теоретичні відомості

Відхилення фізичних властивостей розчинів електролітів від законів Рауля, ізотонічний коефіцієнт. Теорія Арреніуса. Роль розчинника в процесі дисоціації. Ступінь дисоціації. Стан сильних електролітів у розчинах.

Слабкі електроліти. Константа дисоціації. Закон розведення. Ступінчата дисоціація. Вплив однойменного йона на дисоціацію слабого електроліту. Рівновага в насиченому розчині малорозчинного електроліту. Добуток розчинності. Реакції обміну в розчинах електролітів та напрямок їх протікання. Іонні рівняння реакцій.

Контрольні запитання і задачі

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

- а) 3,1 г азотної кислоти розчинено в 500 г води, $t_{\text{кр}} = -0,35^\circ\text{C}$;
- б) 12 г сульфату магнію розчинено в 2000 г води, $t_{\text{кр}} = -0,14^\circ\text{C}$;
- в) розчин їдкого натру ($\omega(\text{NaOH}) = 4\%$) має $t_{\text{кр}} = -3,2^\circ\text{C}$

При розв'язуванні задач використовуйте значення $K_{\text{H}_2\text{O}} = 1,86 \text{ К} \cdot \text{кг}/\text{моль}$.

2. Розташуйте наведені речовини в порядку зростання ізотонічних коефіцієнтів їх розчинів з однаковою молярною концентрацією, поясніть порядок розташування:

- а) хлорид кальцію, хлорид алюмінію, гліцерин;
- б) фосфат калію, глюкоза, нітрат калію;
- в) сульфат алюмінію, хлорид натрію, цукор.

3. Напишіть рівняння реакцій обміну в молекулярній та іонній формах:



4. Зіставлення сили електролітів

На гранули цинку в двох пробірках подійте розчинами оцтової та соляної кислот однакової концентрації ($C(X) = 2$ моль/л). Порівняйте швидкості реакцій, поясніть, чому вони відрізняються.

Метою дослідів, що описані нижче, є зіставлення ступенів дисоціації електролітів у розчинах за величинами електричної провідності цих розчинів.

Всі розчини, які далі досліджуються, мають однакову температуру та однакову концентрацію розчиненої речовини — 0,1 моль/л. У цих умовах можна наближено взяти, що ступені дисоціації (α) різних однотипних електролітів в одному і тому ж розчиннику є пропорційними електричній провідності цих розчинів. Таке ж припущення є справедливим для розчинів одного і того ж електроліту у різних розчинниках.

Для виміру електричної провідності досліджуваного розчину налейте в U-подібну посудину, занурте у розчин 2 графітові електроди. Підключіть електроди до вимірювального приладу (мосту змінного струму) визначте опір розчину R . Розрахуйте електричну провідність (χ) розчину; $\chi = k/R$, де k - константа посудини, яка залежить від поверхні електродів та відстані між ними. Проведіть виміри R та розрахуйте відносні значення χ для розчинів:

1. хлоридної (соляної) кислоти (розчинник - вода) $R_1 =$, $\chi_1 =$

2 ацетатної (оцтової) кислоти в воді $R_2 =$, $\chi_2 =$

3 ацетатної (оцтової) кислоти в ізо—амілацетаті $R_3 =$, $\chi_3 =$

4 хлориду кобальту(II) в ізо—амілацетаті $R_4 =$, $\chi_4 =$

5. хлориду кобальту(II) в воді $R_5 =$, $\chi_5 =$

Зіставте значення χ_1 та χ_2 . Зробіть висновок про силу 1-го та 2-го електроліту. Оцініть ступінь дисоціації оцтової кислоти взявши $\alpha(\text{HCl})$: а) за одиницю б) за 0,8 (це коефіцієнт активності HCl або уявний ступінь дисоціації HCl).

Зіставте значення χ_2 та χ_3 . Зробіть висновок, в якому розчиннику дисоціація оцтової кислоти іде більшою мірою. Оцініть ступінь дисоціації оцтової кислоти в ізо—амілацетаті, виходячи з розрахованого вище α оцтової кислоти в воді. Поясніть вплив розчинника на ступінь дисоціації цього електроліту.

Зіставте значення χ_4 та χ_5 . Зробіть висновок, в якому розчиннику дисоціація оцтової кислоти іде більшою мірою. Оцініть ступінь дисоціації хлориду кобальту іде більшою мірою. Оцініть ступінь дисоціації хлориду кобальту, взявши $\alpha(\text{CoCl}_2)$ у воді за одиницю. Поясніть вплив розчинника на ступінь дисоціації цього електроліту.

Лабораторна робота 8

ДИСОЦІАЦІЯ ВОДИ, pH, ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

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

Теоретичні відомості

Дисоціація води. Іонний добуток води. Водневий показник (pH) та його значення в нейтральному, кислому та лужному середовищах. Гідроліз солей. Ступінь гідролізу.

Контрольні запитання і задачі

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

2. Поясніть, які значення має pH в: а) нейтральному середовищі; б) кислому середовищі; в) лужному середовищі.

3. Знайти значення pH розчинів електролітів ($\alpha = 1$):
а) гідроксид кальцію, $C = 5 \cdot 10^{-3}$ моль/л; б) соляна кислота $C = 0,1$ моль/л;
в) сірчана кислота, $C = 5 \cdot 10^{-4}$ моль/л; г) гідроксид натрію $C = 0,1$ моль/л;
д) гідроксид калію, $C = 1 \cdot 10^{-3}$ моль/л; е) азотна кислота $C = 0,1$ моль/л.

4. Яка концентрація соляної кислоти або їдкого натру в розчині, якщо pH його становить: а) 12; б) 10; в) 9; г) 3; д) 2; е) 5.

5. Напишіть в іонній та молекулярній формах рівняння реакцій гідролізу: а) сульфід натрію; б) фосфату калію; в) сульфату натрію; г) нітрату міді; д) хлориду заліза (III); е) хлориду алюмінію; ж) ацетату амонію.

6. Для наведених нижче солей напишіть рівняння реакцій 1-го ступеня гідролізу в іонній формі та поясняйте, як і чому зміщується рівновага гідролізу при нагріванні, розведенні розчину, додаванні лугу: а) карбонат натрію, б) гіпохлорит натрію; в) сульфід калію.

Порядок виконання лабораторної роботи

1. Індикатори

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

Результати досліду занесіть у табл. 1.

Таблиця 1. Забарвлення індикаторів

Індикатор	Середовище		
	Кисле	Нейтральне	Лужне
Лакмус			
Метилоранж			
Фенолфталеїн			

2. Гідроліз солей

Визначте забарвлення метилоранжу та фенолфталеїну у розчинах солей: хлориду натрію, сульфату алюмінію, сульфату цинку, карбонату натрію. 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 зведіть у табл. 2.

Таблиця 2

Сіль	Забарвлення метилоранжу	Забарвлення фенолфталеїну	Значення рН за універсальним індикатором	Значення рН за рН-метром
NaCl				
ZnSO ₄				
Al ₂ (SO ₄) ₃				
Na ₂ CO ₃				

Поясніть значення рН розчинів, навівши рівняння реакцій гідролізу в іонній та молекулярній формах.

3. Вплив температури на ступінь гідролізу

Розчиніть у 2 - 3 мл води трохи кристалів ацетату натрію, додайте 2 - 3 краплі фенолфталеїну. Підігрійте одержаний розчин. Що спостерігається?

Поясніть те, що спостерігається, навівши рівняння реакції гідролізу в іонній та молекулярній формах.

Лабораторна робота 9

ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ

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

Теоретичні відомості

Окислення та відновлення. Окислювачі та відновники. Виникнення різниці потенціалів між металом та розчином. Електродний потенціал. Гальванічні

елементи, їх електрохімічні схеми, процеси на електродах, ЕРС (електрорушійна сила). Стандартні електродні потенціали. Водневий електрод.

Зв'язок окислювально-відновних властивостей із значеннями потенціалів. Напрямок перебігу окислювально-відновних процесів.

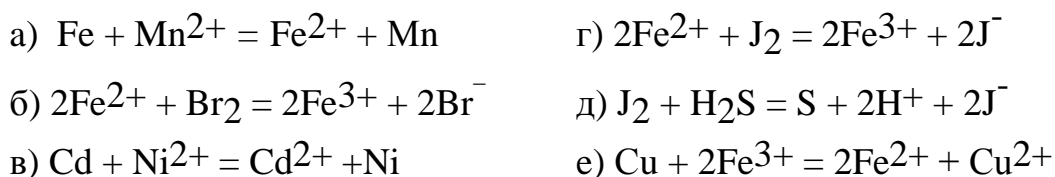
Електроліз. Закони електролізу. Процеси, що протікають на електродах. Послідовність розрядження іонів. Правила складання окислювально-відновних реакцій.

Контрольні запитання і задачі

1. Складіть схему гальванічного елемента, який можна використати для вимірювання стандартного потенціалу електрода: а) срібного; б) нікелевого; в) кадмієвого. Запишіть рівняння процесів які проходять на електродах, сумарні рівняння реакцій, які відбуваються в гальванічному елементі, вкажіть окислювач та відновник, знайдіть значення ЕРС елемента.

2. Визначте потенціали водневого електрода: а) у чистій воді; б) у соляній кислоті ($C(H^+) = 0,1$ моль/л); в) у розчині гідроксиду натрію ($C(OH^-) = 0,1$ моль/л).

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



4. Які процеси відбуваються при електролізі:

- а) водного розчину сульфату нікелю з інертним анодом;
- б) водного розчину сульфату нікелю з нікелевим анодом;
- в) водного розчину нітрату натрію з інертним анодом;
- г) розплаву та водного розчину хлориду натрію з інертним анодом;
- д) водного розчину нітрату срібла з інертним анодом;
- е) водного розчину нітрату срібла з срібним анодом.

Порядок виконання лабораторної роботи

1. Мідно-цинковий гальванічний елемент

Налийте у скляний стакан 50 мл розчину сульфату купруму ($C(CuSO_4) = 1$ моль/л) і занурте в нього мідну пластинку, у керамічний стакан – стільки ж розчину сульфату цинку ($C(Zn SO_4) = 1$ моль/л) і помістіть у нього цинкову пластинку. Керамічний стакан обережно опустіть у скляний. 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.

2. Електроліз водного розчину йодиду калію

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

3. Електроліз водного розчину сульфату купруму

а) Налийте в скляний стакан розчин сульфату міді і опустіть у нього графітові електроди. Підключіть їх до джерела сталого струму. Простежте за змінами, що відбуваються на електродах. Запишіть рівняння реакцій, які пояснюють ці зміни.

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

Частина II. Неорганічна хімія

Лабораторна робота 10

ГІДРОГЕН, ОКСИГЕН

Мета роботи: вивчити лабораторні методи добування та хімічні властивості водню, кисню та пероксиду водню.

Теоретичні відомості

Гідроген. Особливості його розміщення в періодичній системі, будова атома, ступені окислення. Добування водню, його властивості. Атомарний водень. Типи бінарних сполук елементів з воднем.

Оксиген. Будова атома, ступені окислення. Способи добування кисню. Фізичні та хімічні властивості. Кисень як окислювач. Застосування кисню. Озон, його добування, властивості.

Типи сполук елементів з киснем: оксиди, пероксиди. Пероксид гідрогену. Будова молекули, кислотні та окислювально-відновні властивості.

Вода. Будова молекули, фізичні та хімічні властивості.

Порядок виконання лабораторної роботи

1. До 1 гранули цинку додайте 2-3 мл розведеної соляної кислоти нагрійте. Газ, що виділяється, зберіть у пробірку методом витіснення води, піднесіть її до полум'я пальника. Що спостерігається? В якій ролі виступає водень у першій та другій реакціях?

2. До 1 гранули алюмінію додайте 2-3 мл розведеного розчину гідроксиду натрію. Далі виконуйте так, як в досліді 1.

3. Пробірку, в якій міститься приблизно 0,5 г оксиду купруму(II), закріпіть у штативі під невеликим кутом отвором донизу. Нагрійте оксид купруму і пропускайте у пробірку водень з апарата Кіппа. Що спостерігається? В якій ролі виступає водень?

4. Нагрійте у пробірці невелику кількість перманганату калію (близько 0,5 г.). Який газ виділяється? Як це довести?

5. Нагрійте хлорат калію (0,5 г) до розплавлення. Перевірте, чи виділяється при цьому кисень. Що відбувається при додаванні оксиду Мангану(IV)? Яка його роль? Визначте, який газ виділяється.

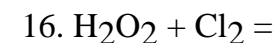
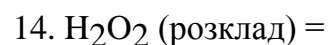
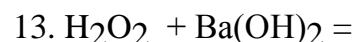
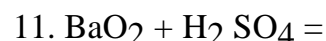
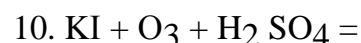
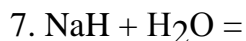
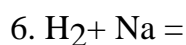
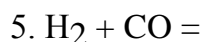
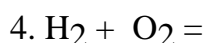
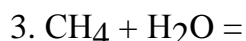
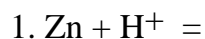
6. У колбу місткістю 100 мл зберіть кисень методом витіснення води так, щоб у колбі залишилось приблизно 10 мл води. На залізній ложечці підпаліть сірку і внесіть у колбу. Порівняйте горіння сірки на повітрі та в кисні. Після закінчення реакції струсіть колбу. Визначте реакцію середовища одержаного розчину за допомогою індикатора або рН-метра (іономіра). Зробіть висновок про властивості одержаного оксиду.

7. До розчину пероксиду гідрогену додайте трохи оксиду мангану(IV). Що спостерігається? Яка роль оксиду мангану?

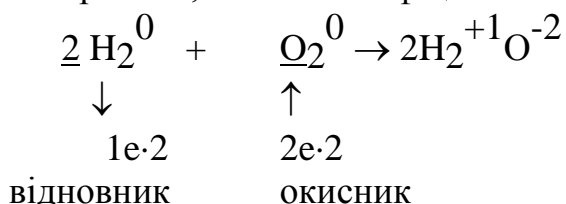
8. До розчину йодиду калію додайте такий же об'єм розведеної сірчаної кислоти, а потім розчин пероксиду гідрогену. Що спостерігається? Які властивості виявляє в цій реакції пероксид гідрогену?

9. До 0,5 мл розчину бром у воді (бромна вода) додайте пероксид гідрогену. Що спостерігається? Які властивості виявляє в цій реакції пероксид гідрогену?

Закінчіть рівняння реакцій



В окислювально-відновних реакціях знайдіть, які елементи змінюють ступінь окислення, вкажіть окислювач, відновник, тип реакції. а також кількості електронів, що беруть участь у процесі. Розставте коефіцієнти за поданим нижче зразком, основні коефіцієнти підкресліть.



Лабораторна робота 11 МЕТАЛИ ГОЛОВНИХ ПІДГРУП I ТА II ГРУП

Мета роботи: дослідження властивостей s-елементів I та II груп.

Теоретичні відомості

Лужні метали. Будова атомів, ступені окислення, добування, властивості. Взаємодія металів з киснем, воднем, іншими неметалами, водою. Зміна хімічної активності в ряду Li - Na - K - Rb - Cs. Особливості властивостей літію. Оксиди та пероксиди лужних металів. Властивості пероксиду натрію. Добування гідроксидів лужних металів, їх властивості. Солі лужних металів. Добування соди та поташу. Застосування лужних металів та їх сполук.

s-Елементи II групи. Будова атомів, ступені окислення, добування, властивості. Взаємодія металів з киснем, воднем, іншими неметалами, водою. s-елементи II групи. Гідриди, карбіди, нітриди, їх взаємодія з водою. Оксиди, їх взаємодія з водою. Гідроксиди, добування, розчинність у воді, хімічні

властивості. Пероксид Барію. Зміна властивостей металів та їх сполук в ряду Be - Mg - Ca - Sr - Ba. Застосування берилію, магнію, кальцію та їх сполук в металургії.

Контрольні запитання і задачі

1. Як у промисловості добувають: а) натрій, б) гідроксид натрію, в) магній? Наведіть рівняння відповідних окисно-відновних процесів.
2. Які продукти утворюються при взаємодії лужних металів з киснем? Наведіть та розгляньте рівняння реакцій взаємодії пероксиду натрію з водою, оксидом карбону(IV). Яку будову має пероксид натрію?
3. Як лужні метали реагують з водою, воднем та азотом? Як сполуки лужних металів з воднем і азотом реагують з водою? Які властивості виявляють гідриди металів?
4. Наведіть та поясніть рівняння реакцій добування оксиду натрію, оксиду літію.
5. Промислові способи добування соди та поташу. Чому відрізняються способи добування цих речовин?
6. Як реагують s-елементи II групи з воднем, азотом, вуглецем? Назвіть продукти, що при цьому утворюються, та наведіть рівняння реакцій їх взаємодії з водою.
7. Взаємодія s-елементів II групи з водою, розведеною азотною кислотою. Як змінюється хімічна активність металів в ряду Be - Mg - Ca - Sr - Ba?
8. Як змінюються розчинність та 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?

Порядок виконання лабораторної

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 долийте у нього спочатку розведену сірчану 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 порошкоподібного магнію долийте воду. Чи відбувається реакція? Підігрійте суміш до кипіння. Що відбувається? Охолодіть розчин та додайте фенолфталеїн, про що свідчить зміна кольору індикатору?
5. Випробуйте відношення магнію до дії розведених соляної та азотної кислот. Які гази виділяються у першому та другому випадках?
6. 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.

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

8. До розчину солі магнію додайте розчин луку. Дослідіть відношення осаду, що утворився, до дії кислоти та луку.

9. До розчину карбонату натрію додайте: а) розчин хлориду Кальцію, б) розчин хлориду барію. Випробуйте, чи розчиняються утворені осадки в розведених соляній та сірчаній кислотах.

10. До насиченого розчину сульфату кальцію додайте розчин солі барію. Зробіть висновок про різницю розчинності сульфатів цих металів.

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

12. До 3 мл води додайте краплю розчину фенолфталеїну та щіпку цементу. Поясніть зміну забарвлення індикатора.

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

Закінчіть рівняння реакцій

Лужні метали

- $E + H_2 =$
- $EH + H_2O =$
- $Li + O_2 =$
- $Na + O_2 =$
- $K + O_2 =$
- $E + H_2O =$
- $Na_2O_2 + H_2O =$
- $Na_2O_2 + CO_2 =$
- $Na_2O_2 + KI + H_2SO_4 =$
- $Na_2O_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 =$
- $Na_2O_2 + Na =$
- $E_2O + H_2O =$
- $LiOH =^t$
- $NaCl + NH_3 + CO_2 + H_2O =$
- $NaHCO_3 =^t$
- $KOH + CO_2 =$

s-Елементи II групи

- $E^{2+} + e^- =$
- $Mg(Ca, Sr, Ba) + H_2O =$
- $Be + NaOH + H_2O =$
- $Mg + HNO_3(\text{розв.}) =$
- $Ca(Sr, Ba) + H_2 =$
- $CaH_2 + H_2O =$
- $Ca(Sr, Ba) + C =$
- $CaC_2 + H_2O =$
- $E + N_2 =$
- $E_3N_2 + H_2O =$
- $BaO + O_2 =$
- $EO + H_2O =$
- $Be(OH)_2 + NaOH =$
- $ECO_3 =^t$
- $MgO(CaO) + SiO_2 =$
- $CaO + Al_2O_3 =$

Лабораторна робота 12

ГАЛОГЕНИ

Мета роботи: вивчити лабораторні методи добування та хімічні властивості галогенів та їх сполук.

Теоретичні відомості

Будова атомів галогенів. Ступені окислення. Способи добування. Фізичні та хімічні властивості. Зміна властивостей галогенів від фтору до йоду.

Галогеноводні. Добування, фізичні та хімічні властивості. Зміна властивостей в ряду від HF до HI. Галогеніди металів.

Взаємодія галогенів з водою та лугами. Зміна властивостей в ряду кисневмісних кислот хлору: HClO , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4 та в рядах кислот галогенів: HClO , HIO , HBrO , HClO_3 , HBrO_3 , HIO_3 .

Контрольні запитання і задачі

1. До розчину фториду натрію додайте розчини солей кальцію та Плюмбуму. Що спостерігається? Зробіть висновок про розчинність фторидів цих металів.

2. За допомогою рН-метра визначте рН розчинів фториду Натрію та хлориду Натрію. Як пояснити різницю одержаних значень рН ?

3. До кристалічного перманганату калію додайте 1 мл концентрованої соляної кислоти (витяжна шафа!), нагрійте. Який газ виділяється, як це довести? При виконанні досліду можна використати смужку паперу, змочену розчином йодиду калію.

4. До суміші кристалічних оксидів мангану (IV) та хлориду натрію (по 0,3 - 0,5 г) додайте близько 0,5 мл концентрованої сірчаної кислоти (*витяжна шафа!*). Суміш нагрійте. Який газ виділяється як це довести?

5. До розчину йодиду калію додайте рівний об'єм розведеної сірчаної кислоти, а потім розчин перманганату калію. Що спостерігається?

6. До розчинів броміду калію та йодиду калію додайте розчин хлору (хлорну воду). Що спостерігається?

7. До 1 г кристалічного хлориду натрію додайте близько 1 мл концентрованої сірчаної кислоти (витяжна шафа!). Газ, що виділяється, зберіть у суху пробірку. Пробірку з зібраним газом закрийте скляною пластинкою. Потім занурте пробірку у воду отвором донизу. Заберіть пластинку. Що спостерігається? Що утворилось у пробірці, як це довести?

8. За допомогою рН-метра визначте рН розчину хлору. Поясніть знайдене значення рН.

9. Проведіть дослід з розчином бромю, аналогічний досліду 10.

10. До розчину бромю додайте розчин гідроксиду натрію. Що спостерігається, чому? Виконайте аналогічний дослід з розчином йоду.

11. До невеликої кількості йоду додайте дистильовану воду. Чи розчиняється йод у воді? Що відбувається при додаванні йодиду калію? Чому?

12. До кристалічного хлориду калію та броміду калію в окремих пробірках додайте невелику кількість концентрованої сірчаної кислоти (витяжна шафа!). Що спостерігається? У чому відмінність реакцій?

13. До розчину йодиду калію додайте хлорну воду до утворення осаду йоду. Рідину злийте, а до кристалів йоду додайте надлишок хлорної води. Що спостерігається?

14. До кристалічного хлорату калію та перхлорату калію додайте невелику кількість води. Чи добре розчиняються солі? Потім додайте розчин йодиду калію та розведеної сірчаної кислоти. Чи в обох випадках відбуваються реакції? Чому?

Закінчіть рівняння реакцій (Г = Cl, Br, I)

1. $\text{I}_2 + \text{H}_2 =$
2. $\text{MnO}_2 + \text{HCl} =$
3. $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} =$
4. $\text{KMnO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
5. $\text{KBr}(\text{KI}) + \text{Cl}_2 =$
6. $\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
7. H_2F_2 (диссоціація) =
8. $\text{NaBr} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{к}) =$
9. $\text{SiO}_2 + \text{HF} =$
10. $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{к}) =$
11. $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{к}) =$
12. $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} =$
13. $\text{I}_2 + \text{KOH} =$
14. $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} =$
15. $\text{KClO}_3 =$
16. $\text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{к}) =$

Лабораторна робота 13 СУЛЬФУР, СЕЛЕН, ТЕЛУР

Мета роботи: дослідження властивостей сірки та її сполук.

Теоретичні відомості

Сульфур. Будова атома, валентності, ступені окислення, поширення в природі. Фізичні та хімічні властивості сірки.

Сірководень, добування, будова молекули, кислотні властивості. Сульфіди, їх класифікація за розчинністю, гідроліз. Полісульфіди металів. Відновні властивості сірководню та сульфідів.

Оксид сульфуру(IV), добування, властивості. Сірчиста (сульфітна) кислота, її стійкість, кислотні властивості. Сульфіти. Відновні властивості сполук сульфуру(IV).

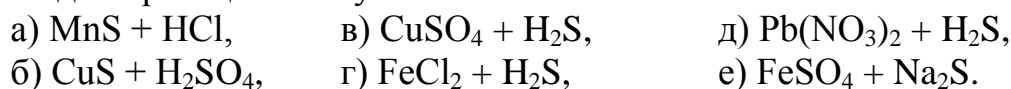
Оксид сульфуру(VI), сірчана (сульфатна) кислота, її властивості. Сульфати. Взаємодія розведеної та концентрованої сірчаної кислоти з металами.

Тіосульфат натрію, добування, структурна формула, властивості.

Селен і телур. Будова атомів, можливі ступені окислення. Порівняння властивостей сульфуру, селену та телуру, їх безоксигенових та оксигенових кислот.

Контрольні запитання і задачі

1. Хімічні властивості сірки (взаємодія з киснем, металами).
2. Користуючись довідковими значеннями добутків розчинності сульфідів металів та константою дисоціації H_2S , поясніть, чи будуть проходити реакції обміну:



3. Як та чому змінюються кислотні та відновні властивості в ряду сполук: $\text{H}_2\text{S} - \text{H}_2\text{Se} - \text{H}_2\text{Te}$?

4. Наведіть структурну формулу сірчистої кислоти. Як та чому змінюються кислотні властивості в ряду сполук: H_2SO_3 - H_2SeO_3 - H_2TeO_3 ?

5. Окислювальні властивості розведеної та концентрованої сірчаної кислоти, взаємодія з металами.

6. Як та чому змінюються кислотні властивості та стійкість в ряду сполук: H_2SO_4 - H_2SeO_4 - H_6TeO_6 ($\text{H}_2\text{TeO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$).

7. Сіллю якої кислоти є тіосульфат натрію? Наведіть структурну формулу цієї кислоти, вкажіть ступені окислення сульфуру.

Порядок виконання лабораторної роботи

1. Підпаліть сірку у полум'ї пальника та внесіть її у колбу з киснем. Що спостерігається? Які властивості виявляє сірка у цій реакції?

2. Нагрійте в сухій пробірці суміш залізних стружок та сірки. Що спостерігається? Які властивості виявляє сірка у цій реакції?

3. а) До розчинів сульфатів Mn(II) та Cu(II) додайте сірководневу (сульфідну) кислоту. В якому випадку утворюється осад? Чому? В інших пробірках до розчинів цих же солей додайте розчин сульфідну натрію. Що спостерігається? Зробіть висновок про розчинність сульфідів Mn(II) та Cu(II) у воді та кислотах.

б) Виконайте дослід, аналогічний досліду 3а, використавши сульфат Fe(II) та нітрат Pb(II) .

в) Виконайте дослід, аналогічний досліду 3а, використавши сульфат Ni(II) та нітрат Cd(II) .

4. До розчину йоду у воді додайте сірководневу кислоту. Що спостерігається? Які властивості виявляє сірководень у цій реакції?

5. Виміряйте за допомогою індикатору рН розчину сульфідну натрію. Поясніть значення рН, написавши рівняння реакції гідролізу.

6. Проведіть реакцію, в якій би сульфід натрію виконував роль відновника.

7. До шматочка міді додайте 1 мл концентрованої сірчаної кислоти та нагрійте суміш до початку реакції (витяжна шафа!). Газ, що утворюється, за допомогою газовідвідної трубки пропустіть у воду. Виміряйте рН одержаного розчину. Який хімічний характер має оксид сульфуру(IV)?

8. До розчину бром у воді додайте сірчисту кислоту. Що спостерігається? Які властивості виявляє сірчиста кислота у цій реакції?

9. Проведіть реакцію, в якій би сульфід натрію виконував роль відновника.

10. а) Вивчіть, як розведена та концентрована сірчана кислота взаємодіють з цинком. Для цього у дві окремі пробірки помістіть по одній гранулі цинку та додайте в пробірки не більше ніж по 0,5 мл розведеної та концентрованої сірчаної кислоти. Якщо необхідно, суміш підігрійте. Визначте, які гази виділяються в кожному випадку (зверніть увагу на запах газів). Чи утворюється в результаті реакції вільна сірка? Які елементи виконують роль окислювача у розведеної та концентрованої сірчаної кислоти?

б) Виконайте дослід, аналогічний досліду 10а, використовуючи замість цинку магній.

в) Виконайте дослід, аналогічний досліду 10а, використовуючи замість цинку залізо.

11. До розчину тіосульфату натрію додайте соляну кислоту. Поясніть явища, що відбуваються.

Закінчіть рівняння реакцій

- | | |
|---------------------|------------------------------------|
| 1. $S + O_2 =$ | 9. $SO_2 + H_2O =$ |
| 2. $S + Fe =$ | 10. $SO_2 + O_2 =$ |
| 3. $FeS + HCl =$ | 11. $H_2SO_3 + Br_2 + H_2O =$ |
| 4. $H_2S + O_2 =$ | 12. $Cu + H_2SO_4(\text{конц.}) =$ |
| 5. $ZnS + O_2 =$ | 13. $Zn + H_2SO_4(\text{конц.}) =$ |
| 6. $H_2S + I_2 =$ | 14. $Zn + H_2SO_4(\text{розв.}) =$ |
| 7. $Na_2S + H_2O =$ | 15. $Na_2SO_3 + S =$ |
| 8. $FeS_2 + O_2 =$ | 16. $Na_2S_2O_3 + HCl =$ |

Лабораторна робота 14

НІТРОГЕН, ФОСФОР, ПІДГРУПА АРСЕНУ

Мета роботи: дослідження властивостей р-елементів V групи.

Теоретичні відомості

Нітроген. Будова атома, валентності, ступені окислення, поширення в природі. Добування азоту, фізичні та хімічні властивості.

Нітриди металів, їх типи, властивості. Аміак, будова молекули, фізичні та хімічні властивості, добування. Солі амонію.

Загальна характеристика сполук оксидів нітрогену. Добування та властивості оксиду нітрогену(II) та оксиду нітрогену(IV). Азотиста (нітритна) кислота, її властивості, нітроти. Азотна (нітратна) кислота, особливості її будови, добування, властивості, взаємодія з металами. Нітроти як окислювачі, термічний розклад нітратів.

Фосфор. Будова атома, валентності, ступені окислення, поширення в природі, добування, властивості. Алотропні модифікації фосфору. Фосфіди металів, їх типи, властивості. Фосфін, його властивості.

Оксиди фосфору, їх хімічний характер, взаємодія з водою. Мета- орто- та пірофосфорні кислоти, їх будова, властивості. Фосфати, застосування фосфатів у металургії.

Загальна характеристика елементів підгрупи арсену.

Контрольні запитання і задачі

1. Поясніть будову молекули азоту. Чому ця речовина має низьку хімічну активність? Властивості азоту (рівняння реакцій).
2. Класифікація нітридів металів. Як залежать характер хімічного зв'язку в нітридах та їх властивості від природи металу?
3. Чим та чому відрізняються будова молекул аміаку та фосфіну, як це впливає на їх властивості?
4. Для вказаного оксиду азоту наведіть рівняння реакцій добування. Як цей оксид відноситься до дії води, лугів, окислювачів та відновників: а) NO, б) NO₂.
5. Поясніть різницю властивостей азотної та фосфорної кислот на основі уявлень про хімічний зв'язок у цих сполуках.
6. Добування фосфору, його властивості, реакції фосфору з металами, киснем та галогенами.
7. Як змінюються кислотно-основні властивості в ряду оксидів E₂O₃ (E - N, P, As, Sb, Bi)? Які властивості мають гідрати цих оксидів?

Порядок виконання лабораторної роботи

1. До кристалічного хлориду амонію долийте 1 мл концентрованого розчину гідроксиду натрію. Нагрівайте реакційну суміш протягом 1-2 хвилин, збираючи газ, що виділяється, у суху пробірку способом витіснення повітря. Як слід розмістити пробірку? Який газ виділяється? Потім опустіть отвір пробірки з газом у воду. Що спостерігається? Чому? Як довести, що отриманий газ прореагував з водою?
2. Додайте розчин аміаку до: а) розчину солі феруму(III), б) розчину солі алюмінію. Що спостерігається? Які властивості виявляє аміак у цих реакціях?
3. До розчину аміаку додайте бромну воду. Що спостерігається? Які властивості виявляє аміак у цій реакції?
4. Вивчіть, як поведуться при нагріванні хлорид амонію та сульфат амонію. В якому випадку виділяється аміак? Охолодіть пробірки, додайте воду, виміряйте та поясніть рН розчинів, які утворюються.
5. а) Вивчіть взаємодію цинку з розведеним та концентрованим розчинами азотної кислоти за кімнатної температури та при нагріванні. Зверніть увагу на колір газів, що виділяються, та їх поведінку на повітрі (витяжна шафа!).
б) Виконайте дослід, аналогічний досліду 5а, використовуючи замість цинку залізо.
в) Виконайте дослід, аналогічний досліду 5а, використовуючи замість цинку алюміній.
6. Додайте шматочок міді до концентрованої азотної кислоти, газ, що виділяється, пропустіть у воду за допомогою газовідвідної трубки. Визначте рН одержаного розчину, зробіть висновок про хімічний характер одержаного оксиду нітрогену.

7. Додайте шматочок міді до розведеної азотної кислоти, газ, що виділяється, зберіть над водою. Що відбувається з цим газом при контакті з повітрям?

8. Нагрійте в сухій пробірці кристалічний нітрат купрум(II) до повної зміни кольору твердого залишку. Що спостерігається? Який газ виділяється?

9. Розтопіть у пробірці невелику кількість нітрату калію, потім додайте до розплаву шматочок вугілля та шматочок сірки і нагрівайте до початку реакції. Що спостерігається?

10. Підпаліть у залізній ложечці фосфор (витяжна шафа!). Внесіть палаючий фосфор у колбу з невеликою кількістю води, до якої додайте краплю розчину метилоранжу. Чому змінюється колір індикатору?

11. До оксиду феруму(III) додайте декілька крапель концентрованої фосфорної кислоти. Що спостерігається спочатку та через деякий час?

12. Виміряйте та поясніть різницю значень рН водних розчинів фосфату та дигідрофосфату натрію.

Закінчіть рівняння реакцій

- | | |
|---|--|
| 1. $\text{Mg} + \text{N}_2 =$ | 16. $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{розв.}) =$ |
| 2. $\text{Mg}_3\text{N}_2 + \text{H}_2\text{O} =$ | 17. $\text{Zn} + \text{HNO}_3(\text{розв.}) =$ |
| 3. $\text{N}_2 + \text{H}_2 =$ | 18. $\text{KNO}_3 =^t$ |
| 4. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} =$ | 19. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 =^t$ |
| 5. $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} =$ | 20. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{C} + \text{SiO}_2 =$ |
| 6. $\text{NH}_3 + \text{H}^+ =$ | 21. $\text{Ca} + \text{P} =$ |
| 7. $\text{NH}_4\text{Cl} =^t$ | 22. $\text{Ca}_3\text{P}_2 + \text{H}_2\text{O} =$ |
| 8. $\text{NH}_3 + \text{O}_2 =$ | 23. $\text{PH}_3 + \text{O}_2 =$ |
| 9. $\text{NH}_3 + \text{Br}_2 =$ | 24. $\text{P} + \text{O}_2 =$ |
| 10. $\text{N}_2 + \text{O}_2 =$ | 25. $\text{P}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} =$ |
| 11. $\text{NH}_3 + \text{Al} =$ | 26. $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} =$ |
| 12. $\text{NO} + \text{O}_2 =$ | 27. $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{CaO} =$ |
| 13. $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} =$ | 28. $\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 =$ (варіанти) |
| 14. $\text{NO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} =$ | 29. $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 =$ |
| 15. $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) =$ | 30. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 =$ |

Лабораторна робота 15 КАРБОН, СИЛІЦІЙ

Мета роботи: дослідження властивостей карбону, силіцію та їх сполук.

Теоретичні відомості

Карбон. Будова атома, ступені окислення, алотропія. Будова та властивості графіту, алмазу, карбіну. Хімічні властивості вуглецю. Карбіди металів, їх класифікація, властивості. Оксид карбону(II), будова молекули, добування, хімічний характер, відновні властивості, застосування в металургії.

Оксид карбону(IV), вугільна кислота та її солі, добування, властивості, застосування.

Силіцій. Будова атома, ступені окислення, добування кремнію, властивості. Силіциди металів, їх типи та властивості. Силан, добування, властивості. Оксид силіцію(IV), кремнієві (силікатні) кислоти, їх будова, властивості. Властивості силікатів, їх застосування. Цемент.

Контрольні запитання і задачі

1. Порівняйте будову та властивості алотропних модифікацій карбону (алмазу, графіту, карбіну).

2. Чим відрізняються карбіди s- та p-металів від карбідів d-металів? Як відносяться карбіди до дії води та кислот?

3. Будова молекули CO, до якого класу оксидів належить цей оксид? Як реагує CO з лугами, залізом, киснем?

4. Типи силіцидів металів, їх відношення до дії сильних кислот. Добування та властивості силану, порівняйте з вуглеводнями.

5. Поясніть за допомогою відповідних структурних формул, чому оксид карбону(IV) є газом, а оксид силіцію(IV) - твердою речовиною. Який тип гібридизації у атомів C та Si в цих сполуках?

6. Наведіть можливі структурні формули кремнієвих кислот. Порівняйте будову та властивості вугільної та кремнієвих кислот.

7. Які процеси відбуваються при добуванні скла, цементу? Використання силікатів у металургії.

Порядок виконання лабораторної роботи

1. Хімічний стакан місткістю 50 мл наповніть оксидом карбону(IV) з апарата Кіппа. Внесіть у нього палаючий магній. Чи підтримує оксид карбону(IV) горіння магнію? В якій ролі виступає у цій реакції оксид карбону(IV)?

2. Виміряйте за допомогою рН-метра рН води, пропустіть крізь неї оксид карбону(IV). Як та чому змінюється рН? Порівняйте рН одержаного розчину та розчину соляної кислоти, поясніть відмінність значень рН.

3. Виміряйте за допомогою рН-метра та поясніть значення рН розчинів гідрокарбонату та карбонату натрію.

4. Через розчин гідроксиду кальцію пропускайте оксид карбону(IV) до розчинення осаду, що утворюється спочатку. Назвіть одержані сполуки, зробіть висновок про їх розчинність.

5. Підігрійте у пробірці суміш магнію та оксиду силіцію до початку реакції. Після охолодження продукти реакції внесіть у стакан з розведеною соляною кислотою. Що при цьому спостерігається? Поясніть процеси, що відбуваються.

6. Через розчин силікату натрію пропустіть оксид карбону(IV) до утворення осаду. Зробіть висновок щодо сили вугільної та кремнієвої кислот.

7. До розчину силікату натрію додайте розведену сірчану кислоту. Що спостерігається? Які особливості має добута речовина?

8. Виміряйте універсальним індикатором та поясніть значення рН розчину силікату натрію. Запишіть рівняння гідролізу.

9. До розчинів солей купруму(II), феруму(II), ніколу(II), кобальту(II) додайте невелику кількість силікату натрію. Поясніть явища, що відбуваються.

Закінчіть рівняння реакцій

- | | |
|------------------------------|------------------------------------|
| 1. $C + CaO =$ | 13. $SiO_2 + Mg =$ |
| 2. $CaC_2 + H_2O =$ | 14. $Si + Mg =$ |
| 3. $Al_4C_3 + H_2O =$ | 15. $Mg_2Si + HCl =$ |
| 4. $CO_2 + C =$ | 16. $SiH_4 + O_2 =$ |
| 5. $CO + Fe_2O_3 =$ | 17. $Si + NaOH + H_2O =$ |
| 6. $CO + Fe =$ | 18. $Si + O_2 =$ |
| 7. $CO + NH_3 =$ | 19. $SiO_2 + HF =$ |
| 8. $CaCO_3 =$ | 20. $SiO_2 + NaOH =$ |
| 9. $CaCO_3 + HCl =$ | 21. $SiO_2 + Na_2CO_3 =$ |
| 10. $CO_2 + Ca(OH)_2 =$ | 22. $Na_2SiO_3 + CO_2 + H_2O =$ |
| 11. $CaCO_3 + H_2O + CO_2 =$ | 23. $Na_2SiO_3 + H_2O =$ |
| 12. $Na_2CO_3 + H_2O =$ | 24. $SiO_2 + C(\text{надлишок}) =$ |

Лабораторна робота 16 БОР, АЛЮМІНІЙ, ГАЛІЙ, ІНДІЙ, ТАЛІЙ

Мета роботи: дослідження властивостей р-елементів III групи.

Теоретичні відомості

Будова атомів елементів, їх ступені окислення. Добування бору, його властивості. Бориди металів, їх типи та властивості. Бороводні, їх властивості.

Оксид бору, борні кислоти та їх солі. Бура (тетраборат натрію). Застосування бору та його сполук. Нітрид бору.

Добування та властивості алюмінію. Відношення алюмінію до води, кислот, лугів. Алюмотермія. Оксид та гідроксид алюмінію. Солі та комплексні сполуки алюмінію.

Загальна характеристика елементів підгрупи галію.

Контрольні запитання і задачі

1. Добування бору. Відношення бору до металів та неметалів (водню, кисню, галогенів).

2. Типи боридів металів, їх добування та властивості.

3. Добування та властивості бороводнів, їх взаємодія з водою, киснем. Особливості хімічного зв'язку в молекулі B_2H_6 .

4. Які кислоти бору ви знаєте? Як змінюються їх кислотні властивості? Наведіть реакції поетапного розкладу ортоборної кислоти та реакції її взаємодії з розчином лугу.

5. Які хімічні властивості має бура, як та чому вона реагує з лугами, кислотами, оксидами металів?

6. Добування алюмінію, його властивості (взаємодія з киснем, галогенами, сіркою, азотом, вуглецем). Як та за яких умов алюміній реагує з водою? Алюмотермія.

7. Відношення оксиду алюмінію до дії води, розчинів лугів та кислот. Як цей оксид реагує з розплавами лугів?

8. Добування гідроксиду алюмінію, його кислотно-основні властивості.

9. Як добувають галій, індій, талій? Порівняйте активність цих металів з активністю алюмінію.

10. Відношення галію, індію, талію до кислот (соляної, азотної).

11. Як і чому змінюються кислотно-основні властивості у ряду сполук $\text{Al}(\text{OH})_3$ - $\text{Ga}(\text{OH})_3$ - $\text{In}(\text{OH})_3$ - $\text{Tl}(\text{OH})_3$?

12. Оксид та гідроксид талію(I), їх добування та властивості. Порівняйте властивості гідроксидів талію(I) і талію(III).

Порядок виконання лабораторної роботи

1. До кристалів бури додайте трохи води та підігрійте до розчинення. Після охолодження до розчину знову додайте обережно кілька крапель концентрованої сірчаної кислоти та охолодіть. Кристали якої речовини випадають в осад?

2. За допомогою індикатора або рН-метра визначте та поясніть значення рН розчину бури.

3. Розжарений дріт із вушком на кінці опустіть у кристалічну буру. Внесіть дріт з бурою у полум'я пальника, розтопіть буру, потім охолодіть і занурте у розчин солі кобальту(II) або солі хрому(III) та знову прожарте у полум'ї пальника. Які процеси проходять у розплаві?

4. Алюмінієвий дріт занурте у розчин солі ртуті(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.

5. а) Вивчіть, як алюміній взаємодіє з розведеною та концентрованою азотною кислотою. Якщо необхідно, суміші підігрійте.

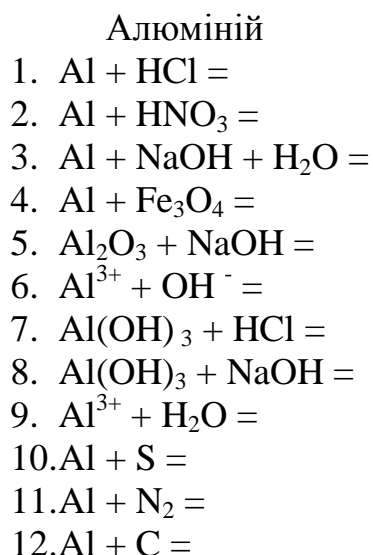
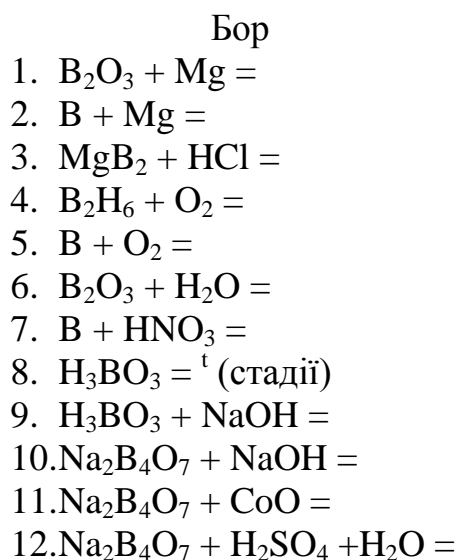
б) Виконайте досліди, аналогічні досліду 5а, використовуючи замість азотної кислоти соляну, розведену та концентровану сірчану кислоти.

6. Налийте у пробірку 1 мл розчину лугу та внесіть у неї шматочок алюмінію. Що спостерігається, чому ця реакція поступово прискорюється ?

7. До розчину солі алюмінію долийте розчин аміаку. Дослідіть відношення утвореного осаду до розчинів кислоти та лугу і зробіть висновок про його хімічний характер.

8. Виміряйте та поясніть значення рН водного розчину сульфату алюмінію.

Закінчіть рівняння реакцій



Лабораторна робота 17 ГЕРМАНІЙ, СТАНУМ, ПЛЮМБУМ

Мета роботи: дослідження властивостей германію, стануму, плюмбуму та їх сполук.

Теоретичні відомості

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, її солі. Добування та властивості α - та β - олов'яних кислот. Оксид плюмбуму(IV), його окислювальні властивості. Сурик, будова, властивості.

Контрольні запитання і задачі

1. Добування германію, олова та свинцю.
2. Як та чому змінюється стійкість можливих ступенів окислення у ряду Ge - Sn - Pb? Покажіть це на реакціях взаємодії елементів з киснем, хлором та азотною кислотою.
3. Наведіть рівняння реакцій гідролізу хлоридів плюмбуму(II) та стануму(II). Чи відрізняються ступені гідролізу цих сполук? Чому?
4. Порівняйте відновні властивості сполук плюмбуму(II) та стануму(II). Наведіть приклади реакцій, що характеризують відновні властивості стануму(II).
5. За яких умов хлор може окислити свинець до вищого ступеня окислення, а коли ця реакція піде у зворотному напрямку? Наведіть відповідні рівняння реакцій.

6. Наведіть рівняння реакцій добування α - та β - олов'яних кислот. Чому відрізняються їх властивості?

7. Як сурик реагує з азотною та соляною кислотою, яка з цих реакцій є окисно-відновною ?

Порядок виконання лабораторної роботи

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

2. Вивчіть дію розведеної соляної та азотної 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). Зробіть висновок, наскільки сильно проходить гідроліз.

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

8. До розчину нітрату плюмбуму поступово долийте 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?

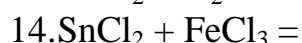
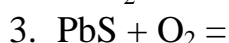
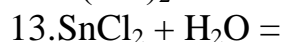
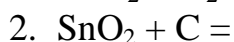
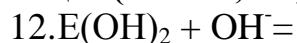
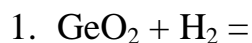
9. До сурику додайте: а) розведену соляну кислоту (кислоту додавайте поступово, спостерігаючи, як змінюється колір осаду) (витяжна шафа!), б) розведену азотну кислоту. Поясніть явища, що спостерігаються.

10. До оксиду плюмбуму(IV) долийте розведену соляну 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 долийте концентрованої азотної кислоти, підігрійте суміш (витяжна шафа!). Яка речовина випадає в осад?

Закінчіть рівняння реакцій (E = Ge, Sn, Pb)



- | | |
|---|--|
| 4. $\text{PbO} + \text{C} =$ | 15. $\text{Ge} + \text{O}_2 =$ |
| 5. $\text{Sn} + \text{HCl} =$ | 16. $\text{GeO}_2 + \text{H}_2\text{O} =$ |
| 6. $\text{Ge} + \text{HNO}_3 =$ | 17. $\text{Sn} + \text{O}_2 =$ |
| 7. $\text{Sn} + \text{HNO}_3(\text{розв.}) =$ | 18. $\text{SnCl}_4 + \text{NH}_4\text{OH} =$ |
| 8. $\text{Sn} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) =$ | 19. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} =$ |
| 9. $\text{Pb} + \text{HNO}_3 =$ | 20. $\text{PbO}_2 + \text{PbO} =$ |
| 10. $\text{Sn}(\text{Pb}) + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} =$ | 21. $\text{Pb}_3\text{O}_4 + \text{HNO}_3 =$ |
| 11. $\text{E}(\text{OH})_2 + \text{H}^+ =$ | 22. $\text{PbO}_2 + \text{HCl} =$ |

Лабораторна робота 18 КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

Мета роботи: ознайомитися з основними положеннями координаційної теорії. Експериментально вивчити утворення деяких комплексів металів у водних розчинах.

Теоретичні відомості

Основні положення координаційної теорії: комплексоутворювач, ліганди, координаційне число, внутрішня та зовнішня сфери. Хімічний зв'язок у комплексних сполуках (за методом валентних зв'язків).

Первинна та вторинна дисоціація комплексних сполук. Константа дисоціації (константа нестійкості).

Контрольні запитання і задачі

1. Для заданої комплексної сполуки вкажіть комплексоутворювач, ліганди, їх заряди, координаційне число, заряд внутрішньої координаційної сфери, наведіть рівняння реакцій первинної та вторинної дисоціації, вираз константи дисоціації:

- | | |
|---|---|
| а) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3,$ | в) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4,$ |
| б) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6],$ | г) $\text{Na}_2[\text{CoCl}_4].$ |

2. Для заданої комплексної сполуки запишіть електронну формулу атома-комплексоутворювача, іона-комплексоутворювача, електронну схему іона- комплексоутворювача, вкажіть, які орбіталі комплексоутворювача приймають участь у зв'язках з лігандами, який тип гібридизації має місце, яку конфігурацію має комплексний іон:

- | | |
|--|--|
| а) $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4,$ | г) $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2,$ |
| б) $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6],$ | д) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3,$ |
| в) $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6],$ | е) $\text{K}_2[\text{Be}(\text{OH})_4].$ |

Порядок виконання лабораторної роботи

1. До розчину а) сульфату купруму, б) сульфату нікелю додайте надлишок розчину аміаку. Що відбувається? Чому змінюється забарвлення розчинів?

2. До розчину солі хрому(III) додайте спочатку невелику кількість розчину гідроксиду натрію, а потім - надлишок. Поясніть явища, які при цьому відбуваються.

2. До розчину солі феруму(III) додайте розчин тіоціанату (роданіду) калію. Як пояснити зміну кольору розчину?

3. До розчину солі цинку додайте поступово надлишок розчину гідроксиду натрію. Чому осад, що спочатку утворився, розчиняється?

Лабораторна робота 19 ПІДГРУПИ ТИТАНУ ТА ВАНАДІЮ

Мета роботи: дослідження властивостей елементів підгруп титану та ванадію.

Теоретичні відомості

Будова атомів та ступені окислення елементів підгрупи титану. Положення гафнію у періодичній системі та особливості його властивостей. Добування титану, цирконію та гафнію, їх властивості, відношення до дії кислот.

Оксиди, гідроксиди та солі титану(IV), цирконію(IV) та гафнію(IV). Сполуки титану(III).

Будова атомів та ступені окислення елементів підгрупи ванадію. Положення танталу у періодичній системі та особливості його властивостей. Добування елементів підгрупи ванадію, їх властивості, відношення до дії кислот. Оксиди елементів(V), ванадієва, ніобієва та танталова кислоти, добування, властивості, відповідні їм солі. Фторидні комплекси. Оксиди ванадію(II,III,IV), добування, властивості. Застосування ванадію, ніобію, танталу.

Контрольні запитання і задачі

1. Добування титану. Як він реагує з киснем, азотом, вуглецем та воднем?

2. Як реагують елементи підгрупи титану з соляною, плавиковою кислотами та сумішшю азотної і плавикової кислот?

3. Властивості оксиду титану(IV).

4. Як реагує з водою хлорид титану(IV)?

5. Добування сполук титану(III), їх властивості.

6. Добування ванадію, ферованадію, танталу.

7. Як реагують елементи підгрупи ванадію з сумішшю азотної та плавикової кислот?

8. Добування ванадієвої, ніобієвої та танталової кислот. Як змінюється розчинність та кислотно-основні властивості у ряду цих сполук?

9. Добування оксидів ванадію, їх кислотно-основні властивості.

Порядок виконання лабораторної роботи

1. Випробуйте відношення титану до концентрованої соляної кислоти за кімнатної температури та при нагріванні. Який колір має розчин, що утворюється? Який ступінь окислення має титан у сполуці, що утворюється?

2. До розчину сульфату оксотитану додайте розведений розчин лугу, випробуйте відношення осаду, що утворився, до дії кислоти та лугу, зробіть висновок про його кислотно-основний характер.

3. За допомогою рН-метра виміряйте рН розчину сульфату оксотитану та поясніть його значення, склавши рівняння реакції гідролізу.

4. До розчину хлориду оксотитану додайте такий же об'єм концентрованої соляної кислоти та 2-3 гранули цинку. Поясніть поступову зміну кольору розчину та запишіть рівняння реакцій.

5. До розчину ванадату амонію долийте розведеної сірчаної кислоти. Поясніть зміну кольору розчину. Потім додайте надлишок розчину лугу та підігрійте. Що спостерігається?

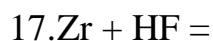
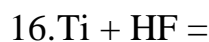
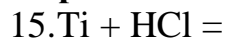
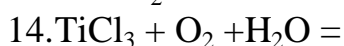
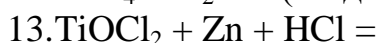
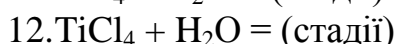
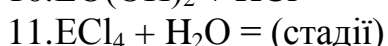
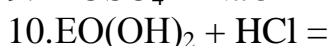
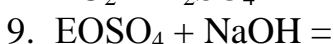
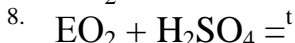
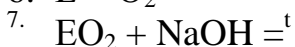
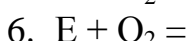
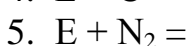
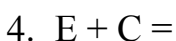
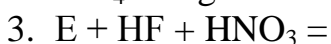
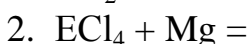
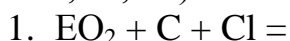
6. Підігрійте невелику кількість кристалічного ванадату амонію. Які продукти утворюються при розкладі цієї речовини? Після охолодження до залишку додайте невелику кількість концентрованої соляної кислоти та знову підігрійте. Що спостерігається?

7. До розчину ванадату амонію додайте гранулу цинку та трохи концентрованої соляної кислоти. Поясніть поступову зміну кольору розчину.

Закінчіть рівняння реакцій

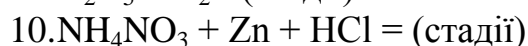
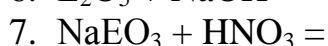
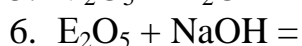
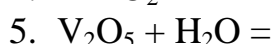
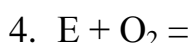
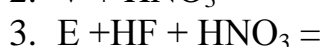
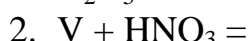
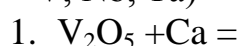
Титан, цирконій, гафній

(E = Ti, Zr, Hf)



Ванадій, ніобій, тантал

(E = V, Nb, Ta)



Лабораторна робота 20

ПІДГРУПА ХРОМУ

Мета роботи: дослідження властивостей елементів підгрупи хрому та їх сполук.

Теоретичні відомості

Хром. Будова атома, ступені окислення, добування, властивості. Оксид, гідроксид, солі та комплексні сполуки хрому(III). Окислення хрому(III) у хром(VI). Оксид хрому(VI), хромові кислоти, хромати і дихромати, добування, властивості та взаємні перетворення. Окислювальні властивості хрому(VI). Застосування хрому та його сполук.

Молібден та вольфрам. Будова атомів, ступені окислення, добування, властивості. Оксиди молібдену(VI) та вольфраму(VI), молібденова та вольфрамова кислоти, їх солі. Карбіди молібдену та вольфраму. Застосування молібдену, вольфраму.

Порівняння властивостей хрому, молібдену, вольфраму та їх сполук.

Контрольні запитання і задачі

1. Добування: а) хрому, б) ферохрому, в) молібдену, г) вольфраму.
2. Як елементи підгрупи хрому відносяться до дії соляної кислоти та до дії розчину лугу в присутності окислювача?
3. Наведіть рівняння реакцій хрому, молібдену та вольфраму з киснем, чим вони відрізняються?
4. Як змінюється здатність до полімеризації, розчинність та кислотно-основні властивості у ряду хромово - молібденова - вольфрамова кислоти?
5. Добування оксидів хрому(VI), молібдену(VI) та вольфраму(VI). Як змінюється їх стійкість, окислювальні властивості та відношення до води?

Порядок виконання лабораторної роботи

1. За допомогою рН-метра визначте рН розчину солі хрому(III). Поясніть значення рН, склавши рівняння реакції гідролізу у молекулярній та іонній формах.
2. Добудьте гідроксид хрому(III), випробуйте його відношення до дії кислоти та лугу. Зробіть висновок про хімічні властивості цієї сполуки.
3. Вивчіть та поясніть процеси, що відбуваються при поступовому додаванні надлишку розчину лугу до розчину солі хрому(III).
4. а) До розчину солі хрому(III) додайте надлишок лугу, а потім бромну воду до зміни кольору розчину,
б) проведіть дослід, аналогічний 4а, використавши замість бромної води розчин пероксиду водню.
У якій ролі виступає хром(III) у цих реакціях?
5. Підігрійте суміш оксиду хрому(III), гідроксиду калію та нітрату калію до розплавлення та зміни кольору розплаву. Що відбувається у розплаві?

6. Переведіть хромат калію у дихромат. Як при цьому змінюється колір розчину?

7. Переведіть дихромат калію в хромат. У якому середовищі стійкі хромат- та дихромат-іони?

8. Нагрійте кристали дихромату амонію до початку реакції розкладу та поясніть, які продукти при цьому утворюються.

9. До розчину дихромату калію додайте розведеної сірчаної кислоти та надлишок розчину відновника до повної зміни кольору. Відновники: а) йодид калію, б) сульфід натрію, в) сульфат феруму(II).

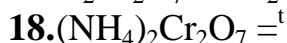
10. Проведіть реакцію термічного розкладу вольфрамату амонію. Які продукти при цьому утворюються?

11. До розчину молібдату амонію додайте азотну кислоту, уникаючи її надлишку. Випробуйте відношення осаду, що випадає, до дії надлишку соляної кислоти та лугу, зробіть висновок про його кислотно-основні властивості.

Закінчіть рівняння реакцій

Хром

- $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{C} =$
- $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Al} =$
- $\text{Cr} + \text{HCl} =$
- $\text{Cr} + \text{O}_2 =$
- $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} =$
- $\text{Cr}^{3+} + \text{OH}^- =$
- $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{H}^+ =$
- $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- =$
- $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + \text{Br}_2 + \text{KOH} =$
- $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{O}_2 + \text{KOH} =$
- $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KOH} =$
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) =$
- $\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} =$
- $\text{CrO}_3 =^t$
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} =$



Молібден, вольфрам

- (E = Mo, W)
- $\text{MoS}_2 + \text{O}_2 =$
- $\text{MoO}_3 + \text{H}_2 =$
- $\text{WO}_3 + \text{H}_2 =$
- $\text{E} + \text{O}_2 + \text{KOH} =^t$
- $\text{E} + \text{C} =$
- $\text{E} + \text{O}_2 =$
- $\text{EO}_3 + \text{NaOH} =$
- $\text{Na}_2\text{EO}_4 + \text{HNO}_3 =$
- $\text{H}_2\text{EO}_4 =^t$
- $(\text{NH}_4)_2\text{EO}_4 =^t$
- $\text{H}_2\text{EO}_4 + \text{NaOH} =$
- $\text{H}_2\text{EO}_4 + \text{HCl} =$

Лабораторна робота 21 ПІДГРУПА МАНГАНУ

Мета роботи: дослідження властивостей елементів підгрупи мангану та їх сполук.

Теоретичні відомості

Манган. Будова атома, ступені окислення. Поширення у природі, добування металічного марганцю, його властивості. Сполуки мангану(II) : оксид, гідроксид, їх добування, кислотно-основні властивості, солі. Оксид мангану(IV), його добування, властивості. Манганати, добування та властивості, стійкість у розчинах. Оксид мангану(VII), марганцева (перманганатна) кислота та перманганати, їх добування та властивості. Залежність окисно-відновних властивостей сполук мангану від рН середовища.

Технецій, реній. Будова атомів, ступені окислення, добування.

Контрольні запитання і задачі

1. Як добути марганець, феромарганець, реній?
2. Відношення марганцю та ренію до дії соляної та азотної кислот, кисню.
3. Добування та властивості оксидів мангану(VII) та ренію(VII) (відношення до води, лугів, термічна стійкість).
4. Як та чому змінюються термічна стійкість, кислотні та окислювальні властивості у ряду марганцева - технецієва - ренієва кислоти?
5. Залежність окислювальних властивостей мангану(VII) від рН розчину.
6. Які кислотно-основні властивості мають оксиди мангану? Як вони відносяться до дії кислот та лугів?

Порядок виконання лабораторної роботи

1. Добудьте гідроксид мангану(II), випробуйте його відношення до кислоти та лугу. Зробіть висновок про хімічний характер цієї сполуки.
2. За допомогою рН-метра виміряйте та поясніть значення рН розчину солі мангану(II).
3. Добудьте гідроксид мангану(II) та помістіть його на фільтрувальний папір. Що відбувається з речовиною на повітрі? Чому?
4. Добудьте гідроксид мангану(II), додайте до нього надлишок лугу та бромну воду. Які властивості виявляє гідроксид мангану(II) у цій реакції?
5. До оксиду мангану(IV) додайте концентровану соляну кислоту, суміш підігрійте (витажна шафа!). Який газ утворюється у цій реакції, як це довести? Які властивості виявляє MnO_2 у цій реакції?
6. Нагрівайте суміш оксиду мангану(IV), нітрату калію та гідроксиду калію до розплавлення та повної зміни кольору розплаву. Які властивості виявляє MnO_2 у цій реакції?
7. Прожарте у пробірці кристалічний перманганат калію. Після завершення реакції твердий залишок перенесіть у стаканчик з 2-3 мл води. Які

речовини обумовлюють колір розчину, чому колір розчину змінюється при розведенні розчину?

8. Прожарте у пробірці кристалічний перманганат калію. Після охолодження залишок перенесіть у розведений розчин лугу. Яка речовина забарвлює розчин? Що відбувається при додаванні хлорної води?

9. Вивчіть взаємодію перманганату калію з розчином сульфїту натрію у кислому, нейтральному та лужному середовищах. Чому продукти реакцій мають різний колір у різних середовищах?

10. Вивчіть взаємодію розчину перманганату калію у кислому середовищі з розчинами: а) йодиду калію, б) сульфату феруму(II).

Закінчіть рівняння реакцій

- | | |
|---|--|
| 1. $\text{MnO}_2 + \text{C} =$ | 10. $\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ |
| 2. $\text{Mn}^{2+} + \text{e}^- =$ | 11. $\text{MnO}_2 + \text{O}_2 + \text{KOH} =^t$ |
| 3. $\text{Mn} + \text{HCl} =$ | 12. $\text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} =$ |
| 4. $\text{Mn} + \text{HNO}_3 =$ | 13. $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} =$ |
| 5. $\text{MnO}_2 + \text{H}_2 =$ | 14. $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cl}_2 =$ |
| 6. $\text{Mn}^{2+} + \text{OH}^- =$ | 15. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{к.}) =$ |
| 7. $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} =$ | 16. $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ |
| 8. $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} =$ | 17. $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} =$ |
| 9. $\text{MnO}_2 + \text{HCl} =$ | 18. $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} =$ |

Лабораторна робота 22 ФЕРУМ, КОБАЛЬТ, НІКОЛ

Мета роботи: дослідження властивостей феруму, кобальту та нікелю та їх сполук

Теоретичні відомості

Ферум. Будова атома, ступені окислення. Поширення у природі. Добування чавуну та сталі. Фізичні та хімічні властивості заліза. Оксид, гідроксид та солі феруму(II), добування та властивості. Відновні властивості феруму(II). Оксид, гідроксид та солі феруму(III), добування та властивості. Комплексні сполуки феруму.

Кобальт, нікол. Будова атомів, ступені окислення. Добування кобальту та нікелю, їх властивості. Оксиди, гідроксиди, солі кобальту(II) та ніколу(II), добування та властивості. Гідроксиди кобальту(III) та ніколу(III), їх добування, взаємодія з кислотами. Комплексні сполуки кобальту та ніколу.

Застосування заліза, кобальту, нікелю та їх сполук.

Контрольні запитання і задачі

1. Які процеси відбуваються при добуванні чавуну?
2. Способи переробки чавуну у сталь. У чому хімічна суть цих способів?

3. Відношення заліза, кобальту до дії окисників (азотної кислоти, кисню, хлору, сірки).

4. Як реагують залізо, кобальт, нікель з неметалами (реакції з вуглецем, кремнієм, азотом)? Які сполуки ці метали утворюють при дії оксиду карбону(II)?

5. Добування ціанідних комплексів феруму(II) та феруму(III).

6. Наведіть рівняння реакцій гідроксидів феруму(III) та ніколу(III) з соляною та сірчаною кислотами.

Порядок виконання лабораторної роботи

1. Вивчіть взаємодію заліза з вказаними далі кислотами, якщо необхідно, суміші підігрійте (витяжна шафа!). Після того, як деяка частина заліза розчиниться, злийте розчин в іншу пробірку, розведіть його приблизно у 10 разів. До однієї частини цього розчину додайте розчин $K_3[Fe(CN)_6]$, до другої - $K_4[Fe(CN)_6]$. Зробіть висновок, які ступені окислення має ферум в продуктах реакцій з кислотами. Розведені кислоти: а) соляна, б) азотна, в) сірчана. Концентровані кислоти: г) соляна, д) азотна, е) сірчана.

2. Добудьте гідроксид феруму(II), вивчіть його відношення до розчинів кислоти, лугу та поведінку на повітрі. Зробіть висновки про його властивості.

3. а) До розчину перманганату калію додайте розведену сірчану кислоту та сіль феруму(II). Які властивості виявляє ферум(II) у цій реакції? Чи буде проходити реакція, якщо замість солі феруму взяти сіль ніколу(II)?

б) Виконайте дослід, аналогічний досліду 3а, використавши замість перманганату калію дихромат калію.

4. Добудьте гідроксид феруму(III), вивчіть його відношення до дії кислоти та лугу. Зробіть висновок про його властивості.

5. До дуже розведеного розчину солі феруму(III) додайте розчин тіоціанату (роданіду) калію. Що обумовлює забарвлення розчину?

6. За допомогою рН-метра визначте рН розчинів солей феруму(II) та феруму(III). Поясніть різницю значень рН.

7. До розчину хлориду феруму(III) долийте розчин йодиду калію. Які властивості виявляє ферум(III) у цій реакції?

8. До розчину солі $Co(II)$ поступово додайте надлишок розчину лугу. Чому змінюється колір осаду, що утворився? Що відбувається при додаванні до осаду бромної води?

9. Добудьте гідроксид кобальту(II) та вивчіть його відношення до дії розчинів кислоти та лугу. Зробіть висновок про його хімічний характер.

10. Добудьте гідроксид ніколу(II) та вивчіть його відношення до дії розчинів кислоти, лугу, аміаку. Які властивості виявляє ця речовина?

11. Добудьте гідроксид ніколу(II) та переведіть його в гідроксид ніколу(III).

12. До розчинів солей феруму(II) та ніколу(II) додайте розчин аміаку. Чи однаково проходять ці реакції?

Закінчіть рівняння реакцій

Ферум

1. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} = (\text{стадії})$
2. $\text{Fe} + \text{HCl} =$
3. $\text{Fe} + \text{HNO}_3 =$
4. $\text{Fe} + \text{O}_2 =$
5. $\text{Fe} + \text{Cl}_2 =$
6. $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} =$
7. $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
8. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{ }^t$
9. $\text{NaFeO}_2 + \text{H}_2\text{O} =$
10. $\text{FeCl}_3 + \text{KI} =$
11. $\text{FeCl}_2 + \text{KCN} =$
12. $\text{FeCl}_3 + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] =$
13. $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{Cl}_2 =$

14. $\text{FeCl}_2 + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] =$
15. $\text{FeCl}_3 + \text{KNCS} =$

Кобальт, нікол (E = Co, Ni)

1. $\text{E} + \text{HCl} =$
2. $\text{E} + \text{HNO}_3 =$
3. $\text{Co} + \text{O}_2 =$
4. $\text{Ni} + \text{O}_2 =$
5. $\text{E} + \text{Cl}_2 =$
6. $\text{Co}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} =$
7. $\text{E}(\text{OH})_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} =$
8. $\text{E}(\text{OH})_3 + \text{HCl} =$
9. $\text{E}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
10. $\text{ESO}_4 + \text{NH}_3 =$

Лабораторна робота 23 ПІДГРУПА КУПРУМУ

Мета роботи: дослідження властивостей елементів підгрупи міді та їх сполук

Теоретичні відомості

Будова атомів, ступені окислення купруму, аргентуму та ауруму. Поширення купруму у природі. Добування міді, її властивості, застосування. Оксид, гідроксид, солі та комплексні сполуки купруму(II), їх добування та властивості. Добування та властивості сполук купруму(I). Добування та хімічні властивості срібла. Оксид, солі та комплексні сполуки аргентуму, їх добування та властивості.

Властивості золота, загальна характеристика сполук ауруму.

Контрольні запитання і задачі

1. Виходячи з будови електронних оболонок, поясніть, які ступені окислення можуть мати купрум, аргентум та аурум. В якому ступені окислення спостерігається найбільша аналогія властивостей цих елементів (наведіть приклади відповідних сполук).

2. Наведіть формули відомих вам комплексних сполук:

а) купруму, б) аргентуму, в) ауруму.

Для одної з цих сполук вкажіть комплексоутворювач, ліганди, координаційне число, заряд внутрішньої сфери, зовнішню сферу. Наведіть рівняння первинної та вторинної дисоціації та вираз для константи дисоціації (нестійкості).

3. Способи добування міді, її очистка.

4. Які реакції проходять на поверхні міді та срібла на повітрі?
5. Як реагує золото з “царською водкою”, з насиченою хлором соляною кислотою?

Порядок виконання лабораторної роботи

1. Вивчіть відношення міді до дії розведеної та концентрованої азотної кислоти (витяжна шафа!). Якщо необхідно, суміші підігрійте. Зверніть увагу на забарвлення розчинів та газів, що утворюються. Як впливає концентрація кислоти на перебіг реакцій?

2. Вивчіть відношення міді до дії розведеної та концентрованої сірчаної кислоти (витяжна шафа!). Якщо необхідно, суміші підігрійте. Зверніть увагу на забарвлення розчинів та запах газів, що утворюються. Як впливає концентрація кислоти на перебіг реакцій?

3. До розчину сульфату купрум(II) додайте невеликий надлишок розчину лугу. Вивчіть відношення осаду, що утворився, до нагрівання, до дії розведеного розчину кислоти, аміаку та концентрованого розчину лугу.

4. До розчину сульфату купрум(II) долийте надлишок розчину аміаку. Поясніть зміну забарвлення розчину.

5. Виміряйте та поясніть значення рН розчину сульфату купрум(II).

6. До розчину сульфату купрум(II) додайте надлишок розчину йодиду калію. Що при цьому спостерігається? Долийте розчин сульфату натрію до знебарвлення. Розділіть реакційну суміш на дві частини. До одної частини суміші додайте розчин гідроксиду натрію, до другої аміаку. Поясніть явища, що спостерігаються.

7. Вивчіть взаємодію розчинів сульфату купрум(II) та нітрату аргентуму з лугом. Чим відрізняються ці реакції?

8. Виходячи з розчину нітрату аргентуму, добудьте хлорид аргентуму. Додайте до нього розчин аміаку. Що спостерігається?

9. Виходячи з розчину нітрату аргентуму, добудьте бромід аргентуму. Вивчіть його відношення до дії розчину тіосульфату натрію.

10. До розчину нітрату аргентуму додайте розчин лугу. Вивчіть відношення осаду, що утворився до дії: а) розчину азотної кислоти, б) розчину аміаку.

Закінчіть рівняння реакцій

- | | |
|--|---|
| 1. $\text{Cu}_2\text{S} + \text{O}_2 =$ | 10. $\text{CuI} + \text{NaOH} =$ |
| 2. $\text{Cu}_2\text{S} + \text{Cu}_2\text{O} =$ | 11. $\text{CuI} + \text{NH}_3 =$ |
| 3. $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) =$ | 12. $\text{Ag} + \text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 =$ |
| 4. $\text{Cu} + \text{HNO}_3 =$ | 13. $\text{Ag} + \text{HNO}_3 =$ |
| 5. $\text{Cu}^{2+} + \text{OH}^- =$ | 14. $\text{Ag}^+ + \text{OH}^- =$ |
| 6. $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}^+ =$ | 15. $\text{AgCl} + \text{NH}_3 =$ |
| 7. $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{OH}^- =$ | 16. $\text{AgBr} + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 =$ |
| 8. $\text{CuSO}_4 + \text{NH}_3 =$ | 17. $\text{Au} + \text{HCl} + \text{HNO}_3 =$ |
| 9. $\text{CuSO}_4 + \text{KI} =$ | 18. $\text{Au} + \text{HCl} + \text{Cl}_2 =$ |

Лабораторна робота 24 ПІДГРУПА ЦИНКУ

Мета роботи: дослідження властивостей елементів підгрупи цинку та їх сполук

Теоретичні відомості

Будова атомів, ступені окислення цинку, кадмію та ртуті. Поширення у природі, добування металів, їх властивості, відношення до дії кислот та лугів, застосування. Оксиди, гідроксиди, солі та комплексні сполуки цинку, кадмію і ртуті(II), зміна властивостей при переході від сполук цинку до сполук кадмію та ртуті(II). Сполуки ртуті(I), особливості будови та дисоціації, реакції диспропорціонування.

Контрольні запитання і задачі

- Способи добування цинку, кадмію та ртуті.
- Як цинк, кадмій та ртуть реагують з розведеною азотною кислотою?
- Як змінюються властивості у ряду гідроксидів цинку, кадмію та ртуті(II)? Якими реакціями це можна показати?
- Чим відрізняються склад та властивості аміачних комплексів цинку і ртуті(II)?
- Добування сполук ртуті(I), їх будова, дисоціація, реакції диспропорціонування.

Порядок виконання лабораторної роботи

- Вивчіть відношення цинку до дії кислот (втяжна шафа!): а) соляної, б) розведеної сірчаної, в) концентрованої сірчаної, г) розведеної азотної, д) концентрованої азотної. Якщо необхідно, суміші підігрійте. Зверніть увагу на запах та колір газів, що утворюються. Як впливає концентрація кислоти на перебіг реакцій?
- Добудьте гідроксид цинку, вивчіть його відношення до дії сильної кислоти та лугу. Зробіть висновок про кислотно-основні властивості цього гідроксиду.

3. Добудьте гідроксид кадмію, вивчіть його відношення до дії сильної кислоти та лугу. Зробіть висновок про кислотно-основні властивості цього гідроксиду.

4. До розчину солі ртуті(II) додайте розчин лугу. Вивчіть відношення осаду, що утворився, до дії сильної кислоти та лугу. Зробіть висновок про кислотно-основні властивості цього осаду.

5. Виміряйте та поясніть значення рН розчину солі цинку.

6. До розчину солі цинку поступово додайте надлишок розчину аміаку. Які процеси відбуваються при цьому?

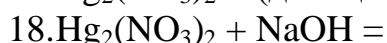
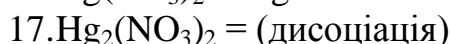
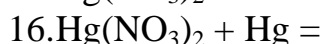
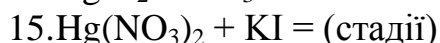
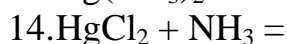
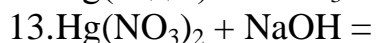
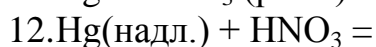
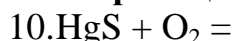
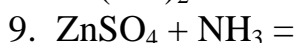
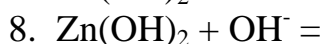
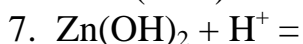
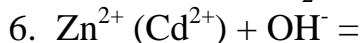
7. До розчину солі кадмію поступово додайте надлишок розчину аміаку. Які процеси відбуваються при цьому?

8. До розчину хлориду ртуті(II) додайте розчин аміаку. Яка речовина випадає в осад ?

9. До розчину солі ртуті(II) поступово додайте надлишок розчину йодиду калію. Яка речовина випадає в осад ? Чому відбувається розчинення осаду?

10. До розчину нітрату ртуті(I) додайте розчин лугу. Що спостерігається? Які речовини випадають в осад ?

Закінчіть рівняння реакцій



Частина III. Теми, винесені на практичні заняття.

Тема 1

БУДОВА АТОМА

Теоретичні відомості

Електрон та його властивості. Планетарна модель атома Резерфорда. Модель атома по Бору, її зв'язок з квантовою теорією та спектрами. Поняття про хвильові властивості електрона. Квантові числа, їх фізичний смисл, межі зміни. Енергетичні рівні, підрівні, орбіталі. Принцип Паулі. Правило Гунда. Порядок заповнення електронами енергетичних рівнів та підрівнів. Електронні формули та схеми.

Контрольні запитання і задачі

1. Сформулюйте 1 постулат Бора та наведіть його математичний вираз.
2. Як пояснити, виходячи з теорії Бора, лінійчастий характер спектра атома водню? Використовуючи залежності електрона від головного квантового числа для атома водню, поясніть:
 - а) на якому рівні – I чи II – електрон має більшу енергію?
 - б) в якому випадку виділяється квант з більшою енергією: при переході електрона з II рівня на I чи з III на II?
 - в) які рівні – II та III чи III та IV – більше відрізняються за енергією?Відповідь підтвердіть відповідними розрахунками.

3. Поясніть, чи існують підрівні:

- а) 1p, 2p, 2d, 3d;
- б) 1d, 2p, 3f, 4f.

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

4. Яке квантове число визначає форму орбіталей? Наведіть приклади.
5. Яке значення має магнітне квантове число на d-підрівні? Скільки орбіталей знаходиться на цьому підрівні?

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) $3d^6$; в) $4f^9$; г) $5d^5$? Відповідь навести у вигляді таблиць:

Орбіталі			
№	n	l	m

Електрони				
№	n	l	m	m_s

8. Які підрівні відповідають сумі $n + l$: а) 5; б) 6; в) 7? В якій послідовності вони заповнюються?
9. Навести електронні формули та схеми для елементів, що мають порядкові номери: а) 14, 23, 31; б) 13, 25, 34; в) 22, 32, 40.
10. 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.

Тема 2

ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН ТА БУДОВА АТОМА

Теоретичні відомості

Періодичний закон у формулюванні Д. І. Менделєєва. Структура періодичної системи: періоди, групи, головні та побічні підгрупи. Номер групи та валентність. Відхилення у системі від формулювання Менделєєва.

Закон Мозлі. Сучасне формулювання періодичного закону. Валентні підрівні, що заповнюються в кожному періоді, та кількість елементів у періодах. s-, p-, d-, f-елементи. Елементи головних та побічних підгруп, валентні електрони. "Проскок" електрона. Особливості розміщення в періодичній системі d-елементів 8-ої групи, лантаноїдів та актиноїдів.

Зміна радіусів атомів у періодах та групах. Енергія іонізації та спорідненість до електрона, їх зміна в періодах та групах. Електронегативність (ЕН), відносна шкала ЕН.

Контрольні запитання і задачі

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

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

3. Як змінюються у елементів третього періоду металічні та неметалічні властивості, валентність, склад та властивості вищих оксидів?

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

5. Яке значення мав закон Мозлі для уточнення формулювання періодичного закону?

6. Наведіть сучасне формулювання періодичного закону, поясніть у чому його перевага в порівнянні з первісним.

7. Які підрівні заповнюються у елементів: а) четвертого, б) п'ятого, в) шостого періодів? Поясніть, у яких елементів цього періоду заповнюються s-, p-, d- чи f- підрівні. Скільки елементів належать до головних та побічних підгруп.

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

9. Наведені закінчення електронних формул елементів: а) $2p^63s^23p^4$, б) $3s^23p^63d^64s^2$, в) $4p^65s^1$, г) $4d^{10}5s^25p^1$, д) $4f^75s^25p^66s^2$, е) $5f^{11}6s^26p^67s^2$. Підкресліть валентні електрони елементів, поясніть, в якій групі, підгрупі, періоді знаходяться ці елементи.

10. Наведіть електронні формули елементів, що мають номер: а) 25, б) 35, в) 42. Знайдіть валентні електрони, поясніть, в якому періоді, групі, підгрупі знаходяться ці елементи.

11. Наведіть закінчення електронних формул елементів, положення яких в періодичній таблиці подано нижче:

	Період	Група	Підгрупа
А	V	3	побічна
Б	V	5	головна

В	IV	8	побічна
Г	VI	1	побічна
Д	VI	1	головна
Е	IV	4	головна

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

13. Поясніть, як і чому змінюється енергія іонізації у елементів головної підгрупи 2-ої групи.

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

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

16. Наведіть приклади елементів, у яких спостерігається "проскок" електрона. Чому він виникає?

КОВАЛЕНТНИЙ ЗВ'ЯЗОК

Теоретичні відомості.

Валентні електрони та валентність хімічних елементів. Типи хімічного зв'язку. Механізм утворення ковалентного зв'язку, його характеристики (довжина та енергія). Метод валентних зв'язків (ВЗ). Насичуваність та напрямленість ковалентного зв'язку. Валентні кути. Гібридизація орбіталей, її типи, δ - та π - зв'язки. Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку. Метод молекулярних орбіталей (МО). Пояснення властивостей двоатомних молекул, що містять елементи I та II періоду на основі методу МО.

Контрольні запитання і задачі

1. Використовуючи електронні схеми валентних підрівнів атомів: а) фтору та хлору; б) оксигену та сульфуру, поясніть, чому вони мають різні валентності.

2. Чому у атомів берилію та гелію, які мають однакову кількість електронів на зовнішніх рівнях, валентності відрізняються?

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

4. Поясніть на прикладі H_2 , чому утворюється електронна пара, хоча електрони мають однакові заряди.

5. Що таке енергія зв'язку, від чого вона лежить? Наведіть приклади.

6. Визначте, які орбіталі атомів беруть участь в утворенні хімічних зв'язків у молекулах: а) H_2 ; б) HF ; в) HC1 ; г) F_2 ; д) N_2 . Наведіть схеми перекривання атомних орбіталей.

7. 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 ; е) NH_3 ; ж) PH_3 .

8. 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 δ - та π - зв'язками, тип гібридизації при утворенні δ - зв'язків, схема перекривання атомних орбіталей, при утворенні δ - та π - зв'язків.

9. Поясніть, як утворюється хімічний зв'язок при взаємодії: а) NH_3 та H^+ ; б) H_2O та H^+ . У чому особливість таких зв'язків?

10. Для молекул або молекулярних іонів: а) O_2 ; б) O_2^- ; в) O_2^{2-} ; г) N_2 ; д) NO ; е) CO наведіть схему утворення молекулярних орбіталей з атомних та

розподіл на них електронів, знайдіть кратність зв'язку, вкажіть, діамагнітною чи парамагнітною є ця частинка.

Тема 4

ІОННИЙ ЗВ'ЯЗОК. МІЖМОЛЕКУЛЯРНА ВЗАЄМОДІЯ

Теоретичні відомості

Механізм утворення іонного зв'язку, його властивості. Ефективні заряди атомів у молекулах, ступінь окиснення, правила його обчислення. Зв'язок між ступенями окиснення та положенням елементів у періодичній таблиці.

Полярність хімічного зв'язку та електронегативність елементів. Полярні та неполярні молекули. Дипольний момент. Типи міжмолекулярної взаємодії. Водневий зв'язок, його вплив на фізичні властивості речовин.

Контрольні запитання і задачі

1. Поясніть, як утворюється іонний зв'язок. Енергетика кожної стадії при утворенні іонних сполук.

2. Поясніть чому іонний зв'язок ненасичуваний та ненапрявлений (порівняти з ковалентним).

3. Як побудована кристалічна ґратка іонних сполук? Чи мають іонні сполуки молекулярну структуру, чому?

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

а) кисню в H_2O , H_2O_2 , BaO_2 , OF_2 , O_2 ;

б) карбону в CS_2 , CH_3OH , CH_4 , C_2H_2 , Al_4C_3 ;

в) нітрогену в NH_3 , NH_2OH , N_2H_4 , HNO_3 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$;

г) фосфору в H_3PO_3 , P_2O_5 , H_3PO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, PH_3

5. Поясніть, проаналізувавши структуру та полярності хімічних зв'язків, чи є полярними молекули: а) H_2O ; б) CO_2 ; в) CH_4 ; г) NH_3 ; д) BCl_3 ; е) CO .

6. Поясніть, як і чому змінюється полярність хімічних зв'язків, полярність та здатність до поляризації молекул у рядах:

а) HF , HCl , HBr , HI ;

б) H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te .

7. Поясніть, як змінюється енергія орієнтаційної та дисперсійної взаємодії в рядах молекул: а) HCl , HBr , HI ; б) H_2S , H_2Se , H_2Te ; в) CH_4 , SiH_4 , GeH_4 .

8. Поясніть, як утворюється водневий зв'язок. Наведіть приклади речовин з водневим зв'язком.

9. Як водневий зв'язок впливає на фізичні властивості речовин? Наведіть приклади.

ФАЗОВІ РІВНОВАГИ

Теоретичні відомості

Поняття про фазу та компонент. Рівноваги "вода – пара", "лід – вода", "лід – пара". Діаграма стану однокомпонентної системи на прикладі води. Потрійна точка. Умови кипіння та замерзання рідин. Зміна ентальпії, ентропії та енергії Гіббса при фазових перетвореннях.

Контрольні запитання і задачі

1. Скільки та які компоненти і фази знаходяться в системі, що перебуває у стані рівноваги: лід - кристали солі - розчин - пара?
2. Як та чому тиск насиченої пари над водою залежить від температури? За якої умови рідина закипає?
3. Яка точка на діаграмі стану води є потрійною? Скільки компонентів та фаз знаходиться в цій точці? За якої умови рідина замерзає?
4. Для діаграми стану води поясніть суть кожної кривої, покажіть рух фігуративної точки та поясніть, які фазові перетворення відбуваються при:
 - а) підвищенні температури, якщо тиск сталий і вищий, ніж у потрійній точці (вихідна фаза - лід):
 - б) підвищенні температури, якщо тиск сталий і нижчий, ніж у потрійній точці (вихідна фаза - лід);
 - в) підвищенні тиску, якщо температура стала і нижча, ніж у потрійній точці (вихідна фаза - ненасичена пара).
5. Як будуть змінюватись ентальпія та ентропія при перетворенні: а) води в пару; б) води в лід; в) льоду в пару? Чому? За рахунок якого з цих чинників вказані процеси можуть проходити самочинно?

Тема 6
ПЛАТИНОВІ МЕТАЛИ

Теоретичні відомості

Будова атомів, ступені окислення. Загальні властивості платинових металів. Властивості простих речовин, способи переведення платинових металів у розчинні сполуки. Оксиди рутенію(VIII) та осмію(VIII). Властивості платини, її найважливіші сполуки.

Контрольні запитання і задачі

1. Які спільні властивості мають платинові метали, чому ці елементи відносять до одного сімейства?
2. Добування оксиду рутенію(VIII), його властивості (стійкість, відношення до дії води та лугів).
3. Добування оксиду осмію(VIII), його властивості (стійкість, відношення до дії води та лугів).
4. Які ступені окислення можуть мати родій та іридій? Як ці метали перевести у розчинні сполуки?
5. Як платина реагує з “царською водкою”, з насиченою хлором соляною кислотою?
6. Відношення гідроксиду платини(IV) до дії соляної кислоти та лугу.
7. Приклади комплексних сполук платини(II), їх будова.

Закінчіть рівняння реакцій

- | | |
|--|--|
| 1. $\text{Na}_2\text{RuO}_4 + \text{Cl}_2 =$ | 5. $\text{Pt} + \text{HCl} + \text{HNO}_3 =$ |
| 2. $\text{RuO}_4 + \text{NaOH} =$ | 6. $\text{Pt} + \text{HCl} + \text{Cl}_2 =$ |
| 3. $\text{Os} + \text{O}_2 =$ | 7. $\text{Pt}(\text{OH})_4 + \text{HCl} =$ |
| 4. $\text{OsO}_4 + \text{NaOH} =$ | 8. $\text{Pt}(\text{OH})_4 + \text{NaOH} =$ |

Тема 7
ПІДГРУПА СКАНДІЮ. f-ЕЛЕМЕНТИ (ЛАНТАНОЇДИ ТА АКТИНОЇДИ)

Теоретичні відомості

Скандій, ітрій, лантан. Будова атомів, ступені окислення. Добування та властивості простих речовин (відношення до дії води, кислот, водню, кисню). Оксиди, гідроксиди, солі. Подібність властивостей d-елементів III групи та s-елементів II групи.

Лантаноїди. Особливості будови електронних оболонок атомів та положення в періодичній системі. Ступені окислення. Схожість властивостей лантаноїдів між собою та з лантаном. Лантаноїдне стиснення та його наслідки.

Оксиди, гідроксиди, солі, зміна властивостей із зростанням порядкового номера. Сполуки церію(IV).

Актиноїди. Особливості будови електронних оболонок атомів та положення у періодичній системі. Ступені окислення. Зменшення стабільності атомних ядер у ряду актиноїдів. Загальні відомості про добування актиноїдів.

Уран. Добування та властивості. Сполуки урану(VI) - оксид, гідроксид, солі діоксоурану, уранати.

Контрольні запитання і задачі

1. Наведіть рівняння реакцій, які показують аналогію властивостей d-елементів III групи та s-елементів II групи, а також їх сполук.

2. Добування гідроксидів скандію, ітрію, лантану. Які властивості мають ці гідроксиди, як змінюються властивості в ряду $\text{Sc}(\text{OH})_3$ - $\text{Y}(\text{OH})_3$ - $\text{La}(\text{OH})_3$?

3. Виходячи з будови електронних оболонок атомів лантаноїдів поясніть, чому ці елементи мають подібні властивості.

4. Яку будову мають валентні підрівні вказаних далі елементів? Які ступені окислення можуть мати ці елементи, чому?

а) Ce, б) Pr, в) Eu, г) Gd, д) Tb, е) Yb, є) Lu.

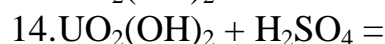
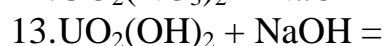
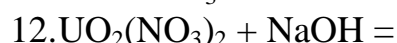
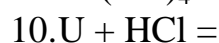
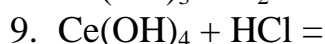
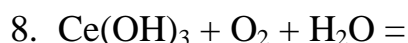
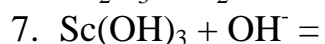
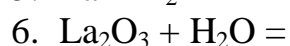
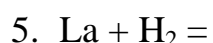
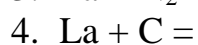
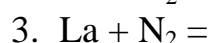
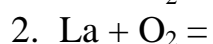
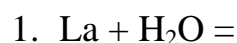
5. Що таке f-стиснення? Як воно впливає на властивості лантаноїдів та їх сполук?

6. Добування та властивості сполук церію(IV).

7. Ступені окислення актиноїдів. У чому причини відмінностей значень та стійкості ступенів окислення актиноїдів та лантаноїдів?

8. Добування урану. Як уран реагує з водою, соляною та азотною кислотами?

Закінчіть рівняння реакцій



Список рекомендованої літератури

1. Л.Г. Рейтер, О.М. Степаненко, В.П. Басов. Теоретичні розділи загальної хімії. К.: Каравела, 2003. – 352с.
2. Загальна та неорганічна хімія: У 2-х ч. – Ч.І / О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Іванов. – К.: Пед. преса, 2002, 520с.
3. Загальна та неорганічна хімія: У 2-х ч. – Ч.ІІ / О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Іванов. – К.: Пед. преса, 2000, 784с.
4. М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. Общая и неорганическая химия. М.: Химия. 1981. 632 с.
5. Н.С.Ахметов. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа. 1988. 640с.