



Національний університет
водного господарства
та природокористування

Міністерство освіти і науки України
Національний університет водного господарства та
природокористування

Кафедра хімії та фізики

05-06-09

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до виконання лабораторних робіт з навчальної
дисципліни „ХІМІЯ” для студентів за напрямом підготовки
6.060101 „Будівництво”
денної та заочної форм навчання

Рекомендовано методичною
комісією за напрямом
підготовки 6.060101
«Будівництво»,
протокол № 4 від 10.12.2013 р.

Рівне – 2013 р.



Національний університет
водного господарства
та природокористування

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни „Хімія” для студентів за напрямом підготовки 6.060101 „Будівництво”/ І.Є.Манековська, Н.М.Корчик, О.І.Мисіна - Рівне: НУВГП, 2013. – 28 с.

Упорядники: І.Є.Манековська, доцент кафедри хімії та фізики;
Н.М.Корчик, доцент кафедри хімії та фізики;
О.І.Мисіна, ст.викладач кафедри хімії та фізики



Національний університет
водного господарства
та природокористування

Відповідальний за випуск: М.В.Яцков, канд.техн.наук,
завідувач кафедри хімії та фізики

© Манековська І.Є.,
Корчик Н.М.,
Мисіна О.І., 2013
© НУВГП, 2013



ЗМІСТ

	Стор.
ПЕРЕДМОВА	4
Завдання для самостійної підготовки	5
Лабораторна робота № 1. Визначення молярної маси еквівалента металу	5
Завдання для самостійної підготовки	7
Лабораторна робота № 2. Класи неорганічних сполук. Оксиди. Основи. Амфотерні гідроксиди	7
Завдання для самостійної підготовки	9
Лабораторна робота № 3. Класи неорганічних сполук. Кислоти. Солі	9
Завдання для самостійної підготовки	11
Лабораторна робота № 4. Залежність швидкості гомогенної реакції від концентрації реагуючих речовин	11
Завдання для самостійної підготовки	12
Лабораторна робота № 5. Приготування розчину хлоридної кислоти і визначення його концентрації титруванням	12
Завдання для самостійної підготовки	15
Лабораторна робота № 6. Реакції в розчинах електролітів. Йонно-молекулярні рівняння	15
Завдання для самостійної підготовки	16
Лабораторна робота № 7. Йонний добуток води. Визначення та обчислення водневого показника розчинів	16
Завдання для самостійної підготовки	19
Лабораторна робота № 8. Дослідження гідролізу солей	19
Завдання для самостійної підготовки	21
Лабораторна робота № 9. Окисно-відновні реакції	21
Завдання для самостійної підготовки	23
Лабораторна робота № 10. Ряд стандартних електродних потенціалів металів	23
Завдання для самостійної підготовки	24
Лабораторна робота № 11. Корозія металів та методи захисту від корозії	24
Завдання для самостійної підготовки	26
Лабораторна робота № 12. Визначення загальної твердості води комплексонометричним методом	26
ЛІТЕРАТУРА	28



ПЕРЕДМОВА

Лабораторний практикум є невід'ємною частиною курсу хімії. В процесі виконання лабораторних робіт складаються навички проведення хімічного експерименту, організації робочого місця, виконання правил техніки безпеки.

Методичні вказівки містять 12 лабораторних робіт, до кожної з яких дається опис методики проведення дослідів. Увага студентів весь час концентрується на спостереженнях за всіма змінами, що відбуваються в процесі дослідів. Виконуючи лабораторну роботу, студенти повинні робити самостійні висновки з власних спостережень.

До кожної лабораторної роботи розроблені завдання для самостійної підготовки. Готуючись до роботи, студент повинен за вказаною літературою вивчити теоретичний матеріал з даної теми виконати вправи для самостійної роботи, законспектувати експериментальну частину роботи в зошиті для лабораторних робіт.

1. Загальні питання організації лабораторних робіт.

1.1. Правила виконання лабораторних робіт.

Всі роботи в лабораторії виконуються бригадами, які складаються з двох студентів. За кожним студентом на весь час роботи закріплюється постійне робоче місце. Для запису результатів дослідів необхідно вести лабораторний журнал (зошит з полями для зауважень викладача). В журналі обов'язково треба відмічати умови проведення дослідів, записувати рівняння реакцій, а також роботи висновки. Після закінчення лабораторної роботи журнал необхідно дати викладачу для перевірки і підпису.

1.2. Техніка безпеки при виконанні лабораторних робіт.

Починати виконання лабораторної роботи можна тільки з дозволу викладача. Реактиви слід брати в таких кількостях, які вказані в методичних вказівках. Склянки з реактивами потрібно закривати корками і ставити на місце. Надлишок реактиву не можна виливати назад в склянку. Використані реактиви слід виливати в раковину. Всі досліди з концентрованими кислотами, лугами та іншими шкідливими речовинами треба проводити тільки під тягою.

Гарячий посуд не можна ставити на лабораторний стіл.

Про витік газу слід негайно повідомити чергового лаборанта або викладача.

В усіх нещасних випадках звертатись до викладача!



ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1 ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ ЕКВІВАЛЕНТА МЕТАЛУ

Завдання для самостійної підготовки

1. Визначити молярні маси еквівалентів металів в таких сполуках: Mn_2O_7 , K_2MnO_4 , Cr_2O_3 , $Cr_2(SO_4)_3$, $AlCl_3$.
2. Визначити молярні маси еквівалентів таких хімічних сполук: PbO_2 , Mn_2O_7 , $Fe(OH)_3$, HNO_2 , H_2PO_4 , $CaCl_2$, $Al_2(SO_4)_3$.
3. При окисненні 2,81 г кадмію одержано 3,21 г кадмій оксиду. Визначити молярну масу еквівалента кадмію.
4. Обчислити молярну масу еквівалента цинку, якщо відомо, що 0,584 г його витіснили з кислоти 219 мл водню, виміряного при $17^{\circ}C$ і 740 мм рт.ст.
5. При взаємодії ортофосфатної кислоти з лугом утворилась сіль Na_2HPO_4 . Обчислити для цього випадку молярну масу еквівалента ортофосфатної кислоти.

Експериментальна частина

Для роботи необхідно: барометр-анероїд; термометр; розчин сульфатної кислоти; наважки металу; пробірка; лійка; прилад для визначення молярної маси еквівалента металу (рис.1).

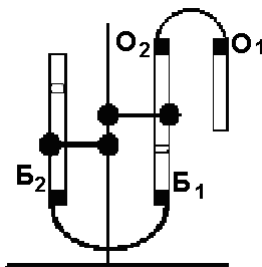
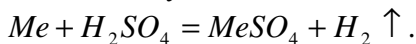


Рис.1

Метод визначення молярної маси еквівалента металу заснований на здатності металу витіснити водень з кислоти:



(В наведеному рівнянні реакції Me двовалентний).



Вимірюючи кількість водню, що утворився при взаємодії певної наважки металу з надлишком кислоти, можна визначити молярну масу еквівалента металу.

Перед початком досліду необхідно перевірити прилад на герметичність. Для цього, перевіривши щільність закриття отворів O_1 та O_2 , підняти бюретку B_2 на висоту 15-20 см, закріпити її в цьому положенні і спостерігати впродовж 2-3 хвилин за положенням рівня води. Якщо рівень води не змінюється, прилад готовий до роботи і можна почати працювати.

Спочатку необхідно встановити бюретки так, щоб вода в них була точно на одному рівні. Відмітити і записати положення меніска в бюретці B_1 . Від'єднати пробірку і налити 5-6 мл розчину сульфатної кислоти через лійку, щоб край пробірки був сухий. Нахилити пробірку і покласти наважку металу на край пробірки. Тримаючи пробірку під нахилом, приєднати її до бюретки B_1 , потім повернути пробірку і встановити вертикально, щоб наважка металу впала на дно пробірки. Коли весь метал прореагує, дати пробірці охолонути (близько 5 хвилин), привести положення води в бюретках до одного рівня і точно відмітити рівень води в бюретці B_1 . Різниця вимірювань до і після реакції металу з кислотою є об'ємом водню, що виділився. Відмітити та записати показники термометра та барометра під час досліду. За таблицею 1.1 знайти тиск насиченої водяної пари при температурі досліду.

Таблиця 1.1

Тиск насиченої водяної пари при різних температурах

t^0, C	15	16	17	18	19	20	21	22	23	
P_{H_2O}	мм.рт.ст	12,8	13,6	14,5	15,6	16,5	17,5	18,6	19,4	21,0
	кПа	1,71	1,82	1,94	2,08	2,20	2,34	2,48	2,59	2,80

Результати досліду: m - наважка металу, г; V – об'єм водню, що виділився, мл; t – температура під час досліду, ^0C ; P – атмосферний тиск, Па; P_{H_2O} - тиск насиченої водяної пари, Па (за таблицею).

Обробка результатів досліду

За результатами досліду провести наступні обрахунки:

1. Об'єм водню, що виділився, привести до нормальних умов за формулою:



$$\frac{V_0 P_0}{T_0} = \frac{V(P - P_{H_2O})}{T} \Rightarrow V_0 = \frac{V(P - P_{H_2O}) \cdot T_0}{P_0 T};$$

де V – об'єм водню, що виділився; $T_0 = 273 \text{ К}$; T – абсолютна температура під час досліду ($273 + t^{\circ}\text{C}$); P – атмосферний тиск, Па; P_0 – нормальний тиск (101325 Па); P_{H_2O} – тиск насиченої водяної пари, Па.

2. Обчислити молярну масу еквівалента металу за формулою, що є математичним виразом закону еквівалентів:

$$\frac{m(\text{Me})}{Me(\text{Me})} = \frac{V_0(\text{H}_2)}{V_E(\text{H}_2)} \Rightarrow Me(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot V_E(\text{H}_2)}{V_0(\text{H}_2)};$$

$$V_E(\text{H}_2) = 11200 \text{ мл/моль};$$

V_0 – об'єм водню, що виділився за нормальних умов.

3. За молярною масою еквівалента обчислити молярну масу металу, знаючи, що він двовалентний, і визначити, який це метал:

$$M = z \cdot Me,$$

де z – валентність металу.

4. Обчислити теоретичну молярну масу еквівалента цього металу за формулою:

$$Me = f_{EKB} \cdot M, \text{ де } f_{EKB} = \frac{1}{z}.$$

5. Порівняти одержану молярну масу еквівалента металу з теоретичною і визначити відсоток похибки:

$$\% \text{ похибки} = \frac{(Me_{TEOP.} - Me_{EKSP.})}{Me_{TEOP.}} \cdot 100\%.$$

Відносна похибка не повинна перевищувати 1%.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2 КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК. ОКСИДИ. ОСНОВИ. АМФОТЕРНІ ГІДРОКСИДИ

Завдання для самостійної підготовки

1. Визначити валентність елемента, що утворює оксид: SO_2 , Cl_2O_5 , Cl_2O , Al_2O_3 , CrO_3 , MnO_2 , N_2O_5 .



2. Скласти формули вищих оксидів таких елементів: Сульфуру, Фосфору, Мангану, Хлору, Натрію, Алюмінію, Нітрогену, Силіцію. Назвати ці оксиди.

3. Які з перерахованих пар оксидів можуть утворити солі: CaO та Al_2O_3 ; BaO та Cr_2O_3 ; BaO та Na_2O ; K_2O та P_2O_5 , SO_3 та MgO ?

4. Вказати хімічний характер оксидів: CO , MgO , CrO , Cr_2O_3 , MnO , MnO_2 , MnO_7 , N_2O . Які з цих оксидів можуть взаємодіяти: а) з натрій гідроксидом; б) сульфатною кислотою? Написати рівняння відповідних реакцій.

5. Скласти рівняння реакцій одержання: а) алюміній гідроксиду; б) ферум(II) гідроксиду; в) кальцій гідроксиду; г) цинк гідроксиду. Які з перелічених гідроксидів мають амфотерні властивості? Навести рівняння реакцій, що характеризують хімічний характер гідроксидів.

Експериментальна частина

1. Хімічні властивості основних оксидів

а) Вмістити в дві пробірки невелику кількість порошоків кальцій оксиду та купрум(II) оксиду. Прилити по 1-2 мл води і додати по 1-2 краплі фенолфталеїну. В якій пробірці змінилось забарвлення індикатора? Пояснити його зміну. Написати рівняння реакції.

б) Вмістити в дві пробірки ті ж оксиди в такій самій кількості. В обидві пробірки додати по 1-2 мл розчину хлоридної кислоти. Що спостерігається? Написати рівняння реакцій.

2. Хімічні властивості кислотних оксидів

а) Налити в пробірку 2-3 мл дистильованої води, додати 1-2 краплі лакмусу. Пропустити у воду вуглекислий газ до зміни забарвлення розчину. Пояснити зміну забарвлення лакмусу. Написати рівняння реакції.

б) Налити в пробірку 2-3 мл вапняної води (розчин $Ca(OH)_2$) і пропускати вуглекислий газ до утворення осаду. Скласти рівняння реакції.

3. Хімічні властивості амфотерних оксидів

Вмістити в три пробірки невелику кількість порошку цинк оксиду. Прилити по 1-2 мл розчинів: в першу – води, в другу – нітратної кислоти, в третю – концентрованого лугу. Що спостерігається? Скласти рівняння реакцій.



4. Одержання нерозчинних у воді основ

а) До 8-10 крапель розчину купрум(II) сульфату прилити рівний об'єм розчину лугу. Записати спостереження. Скласти рівняння реакції.

б) До 8-10 крапель розчину ферум(III) хлориду прилити рівний об'єм розчину лугу. Що спостерігається? Написати рівняння реакції.

5. Міцність основ

Осади основ, одержаних в досліді 4, нагріти разом з рідиною до кипіння. В якій пробірці відбувається реакція? Написати її рівняння.

6. Хімічні властивості амфотерних гідроксидів

До 2-3 мл розчину алюміній сульфату краплями при перемішуванні додавати розбавлений розчин лугу до утворення осаду. Половину осаду разом з рідиною перенести в другу пробірку. В одну пробірку додати 8-10 крапель розчину сульфатної кислоти, в другу – стільки ж концентрованого лугу. Пояснити спостереження. Скласти рівняння реакцій.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3

КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПЛУК. КИСЛОТИ. СОЛІ

Завдання для самостійної підготовки

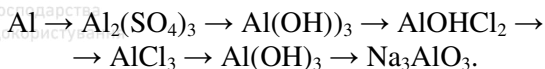
1. Скласти формули ангідридів таких кислот: H_3BO_3 , HNO_3 , HNO_2 , H_2CrO_4 , $HMnO_4$, H_2SO_4 , H_2SO_3 , H_3PO_4 . Назвати кислоти і відповідні ангідриди.

2. Вказати основність таких кислот: H_3BO_3 , H_2SiO_3 , H_3PO_4 , H_2S , H_2CrO_4 , HNO_3 . Написати рівняння ступінчастої дисоціації цих кислот та визначити валентність кислотних залишків.

3. Скласти формули вказаних нижче солей: магній сульфат, натрій сульфід, кальцій нітрит, амоній сульфат, кальцій гідрогенсульфід, натрій дигідрогенфосфат, магніт гідрогенсульфіт, алюміній гідроксид сульфат, кальцій гідроксид нітрат, купрум(II) гідроксид карбонат, ферум(III) дигідроксид сульфат.

4. Дати назви солям: MgS , $Ca(HS)_2$, K_2HPO_4 , $FeOHCl_2$, $Al(HSO_4)_3$.

5. Написати рівняння реакцій, за допомогою яких можна виконати такі перетворення:



Експериментальна частина

1. Середні солі

1.1. В пробірку налити 8-10 крапель розчину NaOH , 2 краплі фенофталеїну, потім додавати краплями хлоридну кислоту. Пояснити зміну забарвлення. Написати рівняння реакції нейтралізації.

1.2. Налити в пробірку 8-10 крапель розчину натрій фосфату і додати стільки ж розчину кальцій хлориду до утворення осаду середньої солі. Написати рівняння реакції між двома солями.

2. Кислі солі

2.1. До вмісту пробірки з попереднього дослідження (1.2) додавати по краплях фосфатну кислоту до розчинення осаду. Написати рівняння реакцій перетворення середньої солі в кислій. Скільки кислих солей можна одержати?

2.2. Налити в пробірку 1-2 мл вапняної води (розчин $\text{Ca}(\text{OH})_2$) і пропускати вуглекислий газ до розчинення осаду. Знову додати вапняної води. Що спостерігається? Написати рівняння реакцій.

3. Основні солі

3.1. Налити в дві пробірки по 1-2 мл розчину купрум(II) сульфату. В одну з них додати рівний об'єм розчину лугу NaOH , а в другу розбавлений луг приливати краплями (2-3 краплі) при перемішуванні до появи осаду. Звернути увагу на різний колір осадів. Скласти рівняння реакцій утворення гідроксиду та основної солі.

3.2. Половину вмісту пробірки з основною сіллю перенести в іншу пробірку і додати надлишок лугу. Спостерігати зміну кольору осаду. Написати рівняння реакції перетворення основної солі у відповідний гідроксид. Вміст пробірок з осадами гідроксиду та основної солі нагріти до кипіння. В якій пробірці і чому змінюється забарвлення? Написати рівняння реакції.

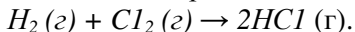


ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4

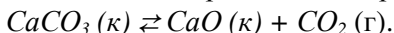
ЗАЛЕЖНІСТЬ ШВИДКОСТІ ГОМОГЕННОЇ РЕАКЦІЇ ВІД КОНЦЕНТРАЦІЇ РЕАГУЮЧИХ РЕЧОВИН

Завдання для самостійної підготовки

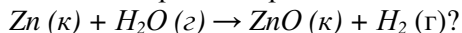
1. Написати вираз для швидкості реакції:



2. Написати вираз для константи рівноваги оборотної реакції:

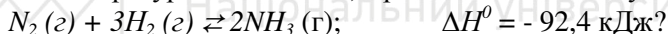


3. Як зміниться швидкість реакції при збільшенні тиску в 2 рази:



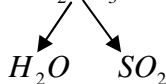
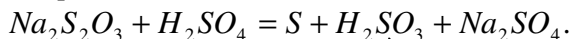
4. В скільки разів збільшиться швидкість реакції при підвищенні температури від 40 до 200⁰С, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2.

5. В якому напрямку буде зміщуватись рівновага: а) при підвищенні температури в системі; б) при підвищенні тиску:



Експериментальна частина

Класичним прикладом гомогенної реакції є взаємодія між розчинами натрій тіосульфату і сульфатної кислоти, яка відбувається за рівнянням:



Сірка утворює з водою колоїдний розчин – з'являється ледь помітна каламуть.

Для визначення швидкості реакції необхідно виміряти секундоміром час від моменту зливання розчинів до появи каламуті. Знаючи час перебігу реакції τ , легко визначити відносну швидкість реакції, яка є величиною, оберненою часу: $v = 1/\tau$.

Хід роботи

На стінках восьми сухих пробірок проставте восковим олівцем номери: 1, 2, 3, 4, 1а, 2а, 3а, 4а. В перші чотири пробірки налейте з бюретки (відлік за нижнім меніском) по 6 мл 2н. розчину сульфатної кислоти. В інші чотири пробірки налейте з бюреток

вказане в таблиці число мілілітрів розчину натрій тіосульфату і води. Наведену таблицю переписіть в лабораторний журнал.

Влийте вміст пробірки 1а в пробірку 1 та в той же час увімкніть секундомір, перемішайте розчини в пробірці, затуливши отвір її великим пальцем і перевертаючи дном доверху і назад. Як тільки помітите слабку каламуть, вимкніть секундомір. Запишіть результат в таблицю.

№ пробірки	Об'єм, мл		Відносна концентрація $Na_2S_2O_3$ $\frac{a}{a+b}$	Час (за секундоміром), τ	Швидкість реакції $\times 100$ $v = \frac{100}{\tau}$
	розчину $Na_2S_2O_3$ a	H_2O b			
1а	6	0	1		
2а	4	2	2/3		
3а	3	3	1/2		
4а	2	4	1/3		

Зробіть аналогічні досліди з розчинами в усіх інших пробірках. За одержаними даними побудуйте на міліметровому папері графік залежності між швидкістю реакції (ось ординат) і концентрацією (ось абсцис). Зручний масштаб: максимальна концентрація 9 см, максимальна швидкість 8 см. Графік вклейте в журнал.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 5 ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНУ ХЛОРИДНОЇ КИСЛОТИ І ВИЗНАЧЕННЯ ЙОГО КОНЦЕНТРАЦІЇ ТИТРУВАННЯМ

Завдання для самостійної підготовки

- З 700 г 6%-ного розчину сульфатної кислоти випарували 200 г води. Обчислити масову частку H_2SO_4 в утвореному розчині.
- Скільки г калій нітрату потрібно взяти для приготування 500 мл 0,1 М розчину?



3. В якому об'ємі 0,2 н. розчину натрій карбонату міститься 10,6 г солі?

4. Для нейтралізації 20 мл 0,1 н. розчину сульфатної кислоти витрачено 40 мл розчину калій гідроксиду. Яка нормальна (молярна концентрація еквівалента) розчину лугу?

5. Визначити молярну концентрацію еквівалента 0,1 молярного розчину ортофосфатної кислоти (H_3PO_4).

Експериментальна частина

Завдання 1. Приготувати 100 мл 0,1 н. (0,1 моль-екв/л) розчину хлоридної кислоти з розчину з заданою густиною.

За таблицею за заданою густиною знайдіть масову частку розчину, а потім зробіть відповідні розрахунки, а саме:

1. Обчисліть масу гідрогенхлориду HCl , необхідну для приготування 100 мл 0,1н. розчину хлоридної кислоти за формулою:

$$C_{H.} = \frac{m(HCl)}{Me(HCl) \cdot V_{P-HV}}, \quad (1)$$

звідки $m(HCl) = C_{H.}(HCl) \cdot Me(HCl) \cdot V_{P-HV}$ (2)

2. Обчисліть масу заданого розчину хлоридної кислоти, яка містить розраховану кількість гідрогенхлориду, застосувавши формулу:

$$\omega = \frac{m(HCl)}{m_{P-HV}(HCl)} \cdot 100\%. \quad (3)$$

З цієї формули маса розчину хлоридної кислоти:

$$m_{P-HV}(HCl) = \frac{m(HCl) \cdot 100\%}{\omega}. \quad (4)$$

3. Підставте в формулу (4) обчислене значення маси гідрогенхлориду з формули (2).

Одержимо:

$$m_{P-HV}(HCl) = \frac{C_{H.}(HCl) \cdot Me(HCl) \cdot V_{P-HV} \cdot 100\%}{\omega}. \quad (5)$$

4. Об'єм розчину знайдіть за формулою:

$$V = \frac{m_{P-HV}(HCl)}{\rho}. \quad (6)$$



Приготування розчину

Налийте на 1/3 об'єму мірної колби на 100 мл дистильованої води, прилийте з бюретки обчислений об'єм вихідного розчину хлоридної кислоти, перемішайте вміст колби і долийте води до мітки на горлі колби. Концентрація одержаного розчину дорівнює приблизно 0,1 моль-екв/л. Визначити її з високою точністю можна методом об'ємного аналізу – титруванням.

Завдання 2. Визначити точну концентрацію приготованого розчину хлоридної кислоти титруванням.

Закріплену в штативі бюретку заповніть титрованим розчином $NaOH$ і встановіть рівень рідини в бюретці на нульовій поділці. Чистою піпеткою на 10 мл, сполоснутою приготованим розчином HCl , за допомогою груші відберіть 10 мл цього розчину в конічну колбу, додайте 2-3 краплі розчину індикатора фенолфталеїну (безбарвний в кислому середовищі і малиновий – в лужному) і поставте колбу на аркуш білого паперу під бюретку (носик бюретки має на 1-2 см входити в горло колби). При безперервному перемішуванні досліджуваного розчину до нього приливайте з бюретки по краплях розчин натрій гідроксиду до того моменту, поки від однієї краплі лугу розчин в колбі забарвиться в малиновий колір. Це означає, що вся кислота в колбі нейтралізована еквівалентною кількістю лугу, а остання крапля зумовила слабколужну реакцію розчину і зміну забарвлення індикатора. Перше титрування є приблизним.

Точне титрування необхідно провести не менше трьох разів. Послідовність операцій така ж сама. Рівень розчину лугу в бюретці весь час встановлюється на нулі. Луг з бюретки приливайте швидко і тільки останні 1-2 мл – повільно, щоб уловити момент появи забарвлення від однієї краплі лугу.

Результати титрування запишіть в таблицю.

№ титрування	V_{HCl} , мл	V_{NaOH} , мл	$C_H NaOH$	$C_H HCl$
1	10	а	0,1	-
2	10	б	0,1	-
3	10	с	0,1	-
Середнє	10	Сер.	0,1	Сер.



Обчисліть $C_{H_2}(HCl)$ за формулою, яка виражає закон еквівалентів для розчинів: $V_1 \cdot C_{H_2.1} = V_2 \cdot C_{H_2.2}$.

Підставте в формулу V_{NaOH} (середнє).

$$C_{H_2(HCl)} = \frac{V_{NaOH(середнє)} \cdot C_{H_2/NaOH}}{V_{HCl}}$$

Відсоток похибки досліду обчисліть за формулою:

$$\% \text{ пох.} = \frac{|C_{H_2.ТЕОР.} - C_{H_2.ЕКСП.}|}{C_{H_2.ТЕОР.}} \cdot 100\%$$

($C_{H_2.ТЕОР.} = 0,1н.$)

Відносна похибка не має перевищувати 1%.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 6 РЕАКЦІЇ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ. ЙОННО-МОЛЕКУЛЯРНІ РІВНЯННЯ

Завдання для самостійної підготовки

1. Написати рівняння ступінчастої дисоціації цинк гідроксиду в кислому і лужному середовищах.

2. Написати рівняння електrolітичної дисоціації: а) алюміній сульфату; б) натрій гідрогенкарбонату; в) купрум(II) гідроксид нітрату.

3. Які з наведених нижче електролітів належать до сильних: цинк сульфід, сульфитна кислота, ферум(II) гідроксид, натрій карбонат? Написати для сульфитної кислоти вирази першої і другої констант дисоціації.

4. Написати молекулярне, йонно-молекулярне та скорочене йонно-молекулярне рівняння взаємодії між ферум(II) сульфідом і нітратною кислотою.

5. Скласти молекулярне та повне йонно-молекулярне рівняння, яке відповідає скороченому: $Cu^{2+} + S^{2-} = CuS \downarrow$.

Експериментальна частина

1. Реакції з утворенням осадів

В три пробірки налити по 8-10 крапель розчинів натрій, магній та цинк сульфатів, потім в кожную пробірку прилити стільки ж



розчину барій хлориду. Що спостерігається? Написати молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонно-молекулярні рівняння реакцій.

2. Реакції з утворенням газуватих малорозчинних речовин

2.1. Налити в пробірку 8-10 крапель розбавленої хлоридної кислоти і додати до неї невелику кількість кальцій карбонату. Що спостерігається? Написати молекулярне, йонно-молекулярне та скорочене йонно-молекулярне рівняння реакції.

2.2. До 8-10 крапель розчину натрій карбонату додати стільки ж розбавленого розчину сульфатної кислоти. Написати молекулярне, йонно-молекулярне та скорочене йонно-молекулярне рівняння реакції.

3. Реакції з утворенням малодисоційованих речовин

(слабких електролітів)

В пробірку налити 8-10 крапель розчину натрій ацетату і додати стільки ж розбавленої хлоридної кислоти. Спостерігати (за запахом) виділення ацетатної кислоти. Написати молекулярне, йонно-молекулярне та скорочене йонно-молекулярне рівняння реакції.

4. Зміщення йонної рівноваги при додаванні однойменних йонів

В пробірку налити 1-2 мл розбавленої ацетатної кислоти, додати 2-3 краплі розчину лакмусу. Відмітити колір розчину. Половину вмісту пробірки перелити в іншу пробірку і додати невелику кількість кристалічного натрій ацетату. Перемішати вміст пробірки скляною паличкою. Порівняти колір розчинів в двох пробірках. Пояснити спостереження, застосувавши до йонної рівноваги принцип Ле Шательє.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 7

ЙОННИЙ ДОБУТОК ВОДИ. ВИЗНАЧЕННЯ ТА ОБЧИСЛЕННЯ ВОДНЕВОГО ПОКАЗНИКА РОЗЧИНІВ

Завдання для самостійної підготовки

1. Концентрація гідроксид-йонів дорівнює 10^{-4} моль/л. Обчислити концентрацію йонів Гідрогену, pH і pOH розчину.



2. Визначити розчини, в яких $pH = 3$: $0,001M NaOH$; $0,001M HCl$; $pOH = 11$; $0,3M HCl$.

3. В 2 л розчину міститься 7,3 г HCl . Обчислити молярну концентрацію розчину, концентрацію іонів Гідрогену та pH розчину.

4. Вибрати розчин з максимальним значенням pH : $0,1M HCl$; $0,1M CH_3COOH$; $0,01M NaOH$; $0,1M NaOH$.

5. Вибрати кислі розчини: а) $pH=8$; б) $pH=3$;

в) $pOH=6$; г) $pOH=2$; д) концентрація $[OH^-] = 10^{-2}$ моль/л.

Експериментальна частина

1. Визначення забарвлення індикаторів в нейтральному, кислому та лужному середовищах

Встановити в штативі 9 пробірок. В перші три пробірки налити по 1 мл дистильованої води, в інші три – по 1 мл $0,1M$ розчину хлоридної кислоти, в останні три – по 1 мл $0,01M$ розчину натрій гідроксиду. В кожен з трьох пробірок з дистильованою водою, кислотою та лугом додати по 1-2 краплі індикаторів метилоранжу, лакмусу, фенолфталеїну. Який колір набувають індикатори в різних середовищах?

Користуючись таблицею 7.1, визначити наближене значення pH досліджуваних розчинів та зробити висновок про доцільність використання того чи іншого індикатора для визначення реакції середовища.

Таблиця 7.1

Інтервали переходу та характерне забарвлення деяких індикаторів

Індикатор	Інтервал переходу та забарвлення індикаторів		
Метилоранж	$pH < 3,1$ червоний	$3,1 < pH < 4,4$ помаранчовий	$pH > 4,4$ жовтий
Лакмус	$pH < 5$ червоний	$5 < pH < 8$ фіолетовий	$pH > 8$ синій
Фнолфталеїн	$pH < 8,2$ безбарвний	$8,2 < pH < 10,0$ блідомалиновий	$pH > 10$ малиновий

2. Колориметричне визначення pH розчинів за допомогою універсального індикаторного паперу

В чотири пробірки налити по 1-2 мл $0,1M$ розчину сильної хлоридної кислоти, $0,01M$ розчину сильної основи натрій

гідроксиду, 0,1М розчину слабкої ацетатної кислоти та 0,1М розчину слабкої основи амоній гідроксиду.

Спостереження записати в таблицю 7.2.

Таблиця 7.2

Індикатор	Колір індикатора, наближене значення pH			Висновок
	дистильована вода	0,1М розчин HCl	0,01М розчин $NaOH$	
Метилоранж				
Лакмус				
Фенолфталеїн				

Скляною паличкою перенести краплю кожного розчину на смужку універсального індикаторного паперу і порівняти з еталонною шкалою кольорів. За допомогою універсального індикаторного паперу можна визначити pH з точністю до 1. Результати внести в таблицю 7.3.

3. Обчислення pH одноосновних кислот та однокислотних основ

Для обчислення pH користуються формулами:

1. Сильна одноосновна кислота $pH = -\lg C_M$ (кислоти).

2. Слабка одноосновна кислота $pH = \frac{1}{2}(pK_{кисл.} - \lg C_M(кисл.))$,

де $pK_{кисл.} = -\lg K_D(кисл.)$ (K_D – константа дисоціації кислоти).

3. Сильна однокислотна основа: $pH = 14 - pOH$;

$$pOH = -\lg C_M(ОСНОВИ)$$

$$pH = 14 + \lg C_M(ОСНОВИ).$$

Таблиця 7.3

Електроліт	C_M , моль/л	Значення pH		
		розраховане	за універсальним індикатором	за pH метром
HCl	0,1			
CH_3COOH	0,1			
$NaOH$	0,01			
NH_4OH	0,1			



4. Слабка однокислотна основа:

$$pH = 14 - \frac{1}{2} (pK_{(осн.)} - \lg C_{M(основи)}) .$$

Обчислити pH розчинів вказаних кислот і основ. Внести результати обчислень в таблицю 7.3.

Визначити pH за допомогою pH -метра з точністю до 0,01. Результати представити в таблиці 7.3.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 8 ДОЛІДЖЕННЯ ГІДРОЛІЗУ СОЛЕЙ

Завдання для самостійної підготовки

1. Вказати залишки слабких електролітів в солях: ферум(III) хлорид, калій карбонат, натрій нітрат.

2. Які з вказаних солей гідролізуються ступінчасто?

3. Скласти йонно-молекулярні рівняння гідролізу цих солей і вказати pH їх водних розчинів.

4. В якому середовищі гідроліз вказаних солей може відбуватись до кінця?

5. Чи можливий спільний гідроліз вказаних солей? Якщо можливий, то написати рівняння спільного гідролізу цих солей.

Експериментальна частина

1. Ступінчастий гідроліз солей. Зміщення рівноваги гідролізу

1.1. Гідроліз солей, утворених слабкими багатоосновними кислотами

1.1.1. В дві пробірки налити по 1-2 мл 0,1М розчинів натрій карбонату та натрій сульфату. Визначити pH індикаторним папірцем. Написати скорочені йонно-молекулярні рівняння реакцій гідролізу цих солей. Пояснити, чому гідроліз відбувається за I-им ступенем. На основі одержаних значень pH та довідкових даних щодо $K_{дис}$ слабких кислот, які утворюють солі, встановити, яка сіль має більший ступінь гідролізу.

1.1.2. В пробірки з розчинами натрій карбонату та натрій сульфату додати по 2-3 краплі хлоридної кислоти. Пояснити, чому виділяється газ і як впливає додавання кислоти на рівновагу гідролізу. Написати йонно-молекулярні рівняння II-го ступеня гідролізу солей.



1.2. Гідроліз солей, утворених слабкими багатокислотними основами

1.2.1. В дві пробірки налити по 1-2 мл 0,1М розчинів ферум(III) хлориду та магній хлориду. Визначити *pH* розчинів універсальним індикаторним папірцем. Пояснити, чому гідроліз відбувається за I-им ступенем. Написати йонно-молекулярні рівняння реакцій.

1.2.2. До розчинів ферум(III) хлориду та магній хлориду додати по декілька крапель лугу до утворення осадів. Як впливає додавання лугу на рівновагу гідролізу? Написати йонно-молекулярні рівняння II-го ступеня гідролізу для $MgCl_2$ та II-го і III-го – для $FeCl_3$. На основі порівняння добутоків розчинності слабких основ, що утворили ці солі, зробити висновок про ступені гідролізу солей. Результати дослідів звести в таблицю 8.1. ($DP(Mg(OH)_2) = 5 \cdot 10^{-12}$; $DP(Fe(OH)_3) = 3 \cdot 10^{-38}$).

Таблиця 8.1

Показники	Солі, які гідролізуються			
	Na_2CO_3	Na_2SO_3	$FeCl_3$	$MgCl_2$
Продукти гідролізу за 1-шим ступенем				
Значення <i>pH</i> . Характеристика середовища				
Яка речовина додається для підсилення гідролізу				
Кількість можливих ступенів гідролізу				
Кінцеві продукти гідролізу				
$K_{дис}$ або DP слабких електrolітів, які утворюють сіль				



2. Спільний гідроліз солей

2.1. Налити в пробірку 1-2 мл розчину натрій карбонату і додати стільки ж розчину ферум(III) хлориду. Що спостерігається? Написати молекулярне та йонно-молекулярне рівняння реакції спільного гідролізу солей. Пояснити, чому цей процес необоротний.

2.2. До каламутної води (2/3 пробірки) додати 5-7 крапель розчину алюміній хлориду та 2-3 краплі розчину натрій гідроксиду. Перемішати вміст пробірки і залишити на 3-5 хвилин. Пояснити принцип очищення каламутної води. Написати йонно-молекулярні рівняння реакцій, які відбулись.

3. Вплив температури на ступінь гідролізу солей

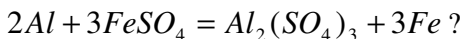
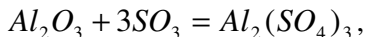
До 1-2 мл розчину натрій ацетату додати 1-2 краплі фенолфталеїну. Частину розчину перелити в іншу пробірку і довести до кипіння. Які зміни відбулись після кип'ятіння? Про що це свідчить? Написати йонно-молекулярне рівняння реакції гідролізу солі.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 9 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Завдання для самостійної підготовки

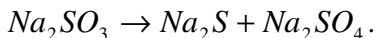
1. Визначити ступені окиснення елементів в сполуках: H_2 , MnO_2 , $NaNO_2$, $K_2Cr_2O_7$, H_3PO_4 , PH_3 , NH_3 , H_2SO_4 , KBr , Br_2 .

2. Які з наведених рівнянь відносяться до окисно-відновних реакцій:



3. Для окисно-відновних рівнянь реакції написати електронні рівняння процесів окиснення та відновлення, на їх основі визначити та розставити коефіцієнти в рівняннях та визначити молярні маси еквівалентів речовин-окисників та речовин-відновників:





4. До якого типу належать ці окисно-відновні реакції?

Експериментальна частина

1. Окиснення ферум(II) сульфату у ферум(III) сульфат різними окисниками

В дві пробірки налити по 8-10 крапель розчину ферум(II) сульфату $FeSO_4$ і по 5-10 крапель розбавленої сульфатної кислоти. В одну пробірку додати 8-10 крапель калій дихромату $K_2Cr_2O_7$, в другу – стільки ж калій перманганату $KMnO_4$. Потім в кожную пробірку прилити 5-6 крапель амоній роданіду NH_4SCN , який є реактивом на йон Fe^{3+} ($Fe^{3+} + 3SCN = Fe(SCN)_3$). За появою криваво-червоного забарвлення ферум(III) роданіду зробити висновок про окиснення йона Fe^{2+} в йон Fe^{3+} .

Написати рівняння реакцій, розставити коефіцієнти, визначити окисник і відновник та тип окисно-відновної реакції в кожному випадку. Обчислити молярну масу еквівалента окисника та відновника.

2. Самоокиснення-самовідновлення натрій сульфіту

В дві пробірки вмістити декілька кристаликів натрій сульфіту Na_2SO_3 . Одну пробірку залишити як контрольну, другу – нагрівати протягом 5-6 хвилин. Дати пробірці охолонути. В обидві пробірки налити по 5-6 крапель дистильованої води, вміст пробірок перемішати скляними паличками до розчинення солей. Додати в кожную пробірку по 2-3 краплі купрум(II) сульфату. Звернути увагу на забарвлення в обох пробірках. Написати рівняння реакції, яка відбувається при нагріванні натрій сульфіту. Який з продуктів цієї реакції утворює осад з купрум(II) сульфатом? Написати рівняння реакції утворення осаду. Яка з реакцій є окисно-відновною? До якого типу окисно-відновних реакцій вона належить?

3. Порівняльна сила окисників

3.1. В пробірку налити 1 мл розчину калій йодиду, додати 1 мл розчину натрій нітриту і декілька крапель 25%-го розчину сульфатної кислоти. Звернути увагу на зміну забарвлення розчину. Вміст пробірки прокип'ятити. Відмітити колір пари, що виділяється. Записати рівняння реакції. Розставити коефіцієнти, визначити окисник та відновник, обчислити молярну масу еквівалента окисника та відновника.



3.2. В пробірку налити 2 мл розчину калій перманганату, підкислити його 1-2 мл 25%-го розчину сульфатної кислоти і до одержаної суміші по краплях прилити розчин натрій нітриту до знебарвлення. Написати рівняння реакції, розставити коефіцієнти, визначити окисник та відновник. Обчислити молярну масу еквівалента окисника та відновника.

Пояснити, чому в першому випадку натрій нітрит є окисником, а в другому – відновником.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 10 РЯД СТАНДАРТНИХ ЕЛЕКТРОДНИХ ПОТЕНЦІАЛІВ МЕТАЛІВ

Завдання для самостійної підготовки

1. Які з металів розчиняються в розбавленій сульфатній кислоті: *Cu, Al, Cr, Ag*? Виходячи зі значень стандартних електродних потенціалів, обґрунтувати можливість або неможливість перебігу реакції в кожному випадку. Написати рівняння можливих реакцій. Вказати окисник та відновник.

2. Яку з наведених нижче реакцій можна здійснити:
 $Cu + Zn^{2+} \rightarrow$; $Zn + Cu^{2+} \rightarrow$; $2Na^+ + Zn \rightarrow$; $Al + Mg^{2+} \rightarrow$?

3. В якому з наведених нижче гальванічних елементів мідь є анодом:



4. Який процес відбувається на аноді гальванічного елемента з залізної і алюмінієвої пластинок, занурених в молярні розчини їх нітратів: $Fe - 2\bar{e} = Fe^{2+}$; $Fe^{2+} + 2\bar{e} = Fe$; $Al^{3+} + 3\bar{e} = Al$;
 $Al - 3\bar{e} = Al^{3+}$?

5. Знайти стандартну електрорушійну силу залізньо-мідного гальванічного елемента.

Експериментальна частина

1. Взаємодія металів з кислотами

В три пробірки налити по 8-10 крапель 10%-ного розчину сульфатної кислоти, в четверту – стільки ж розбавленої (1:3)



нітратної кислоти ($\rho = 1,1-1,2$ г/мл). В розчин сульфатної кислоти занурити шматочки магнію, цинку і міді, в розчин нітратної кислоти – шматочок міді. Пробірку з нітратною кислотою і міддю нагріти. Які гази виділяються при взаємодії металів з кислотами? Користуючись рядом стандартних електродних потенціалів металів, визначити, в якому випадку реакція метала з сульфатною кислотою неможлива. Як пояснити розчинення міді в нітратній кислоті?

2. Взаємодія металів з розчинами солей

В дві пробірки налити по 8-10 крапель плюмбум ацетату, покласти в одну з них шматочок цинку, а в другу - міді. В якій з пробірок спостерігається виділення свинцю на поверхні металу? Написати рівняння реакції.

3. Взаємодія металів з водою

В три пробірки, заповнені на 1/3 об'єму водою, покласти по шматочку натрію, магнію та алюмінію. З яким металом реакція відбувається без нагрівання, після нагрівання? В якій пробірці реакція не відбувається і чим це пояснюється?

4. Взаємодія алюмінію з водою в присутності луку

В пробірку налити 10-12 крапель води, занурити у воду шматочок алюмінію, прилити 5-6 крапель 20%-ного розчину натрій гідроксиду. Через 2-3 хвилини починає виділятися газ. Який це газ? Написати рівняння реакцій, які відбулись.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 11 КОРОЗИЯ МЕТАЛІВ ТА МЕТОДИ ЗАХИСТУ ВІД КОРОЗІЇ

Завдання для самостійної підготовки

1. Як відбувається атмосферна корозія нікельованого заліза, якщо покриття пошкоджено? Скласти електронні рівняння анодного та катодного процесів. Який склад продуктів корозії?

2. Цинкову та залізну пластинки занурили в розчин купрум(II) сульфату. Скласти електронні та йонно-молекулярні рівняння реакцій, які відбуваються на кожній з пластинок. Які процеси відбуватимуться на пластинках, якщо їх зовнішні кінці з'єднати провідником?



3. Як відбувається атмосферна корозія луженого та оцинкованого заліза при пошкодженні покриття? Скласти електронні рівняння анодного та катодного процесів.

4. Як залежить швидкість корозії заліза та цинку від pH середовища? Скласти електронні рівняння анодного та катодного процесів атмосферної корозії цих металів.

5. Мідь не витісняє водень з розбавлених кислот. Проте, якщо до мідної пластинки, зануреної в кислоту доторкнутися цинковою, то на поверхні міді починається бурхливе виділення водню. Дати цьому пояснення. Скласти електронні рівняння анодного та катодного процесів. Написати рівняння хімічної реакції, яка відбувається.

Експериментальна частина

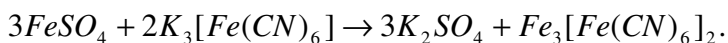
1. Розчинення цинку в кислоті в присутності йона Cu^{2+}

В дві пробірки налити по 1-2 мл розбавленої сульфатної кислоти вмістити по шматочку цинку, після чого в одну з пробірок додати 5-8 крапель розчину купрум(II) сульфату. Через декілька хвилин записати спостереження. Чим пояснити різну швидкість розчинення цинку в різних пробірках? Написати рівняння реакцій, що відбуваються в обох пробірках. Яка утворилась мікрогальванопара? Як вона працює?

2. Електрохімічна корозія металів

2.1. Якісна реакція на катіони Fe^{2+}

В пробірку налити 2-3 мл води, додати 2-3 краплі розчину ферум(II) сульфату і стільки ж розчину калій гексаціано(III) ферату $K_3[Fe(CN)_6]$. Звернути увагу на забарвлення суміші. Про наявність йонів Fe^{2+} свідчить утворення синього осаду комплексної солі:



2.2. Дослідження контактної корозії металів

В дві пробірки з дистильованою водою (1/3 об'єму пробірки) додати по 3 краплі 2н. сульфатної кислоти і стільки ж $K_3[Fe(CN)_6]$ - реактиву на йони Fe^{2+} . Вміст пробірок перемішати. В одну з пробірок занурити цинкову, а в другу - мідну

пластинки з прикріпленими до них сталевими скріпками. В якій пробірці і чому з'являється інтенсивне сине забарвлення? Скласти схеми двох макрогальванопар і рівняння реакцій на електродах. Який метал захищає залізо від корозії?

3. Захист металів від корозії

3.1. Пасивація заліза під дією концентрованої нітратної кислоти

Два залізних цвяхи старанно почистити наждачним папером, після чого один цвях занурити в концентровану нітратну кислоту ($\rho=1,4 \text{ г/см}^3$) на 2-3 хвилини, вийняти і промити водою. Обидва цвяхи одночасно занурити в розчин купрум(II) сульфату. Через декілька хвилин записати та пояснити спостереження.

3.2. Застосування інгібіторів корозії

В дві пробірки налити по 2-3 мл розбавленої сульфатної кислоти, після чого в обидві пробірки вмістити по залізному цвяху. Через 2-3 хвилини додати в одну з пробірок невелику кількість інгібітора уротропіну або формаліну і порівняти швидкість виділення газу в обох пробірках та пояснити спостереження.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 12

ВИЗНАЧЕННЯ ЗАГАЛЬНОЇ ТВЕРДОСТІ ВОДИ КОМПЛЕКСОМЕТРИЧНИМ МЕТОДОМ

Завдання для самостійної підготовки

1. Присутність яких солей в природній воді зумовлює її твердість? Які хімічні реакції відбуваються при додаванні до твердої води: а) Na_2CO_3 ; б) $\text{Ca}(\text{OH})_2$?

2. В 1 л води міститься 76 мг йонів Mg^{2+} і 216 мг йонів Ca^{2+} . Визначити загальну твердість води.

3. Визначити тимчасову твердість води, в 1 л якої міститься 0,146 г магній гідрокарбонату.

4. Скільки натрій карбонату необхідно додати до 5 л води, щоб усунути загальну твердість, що дорівнює 4,60 ммоль-екв/л?

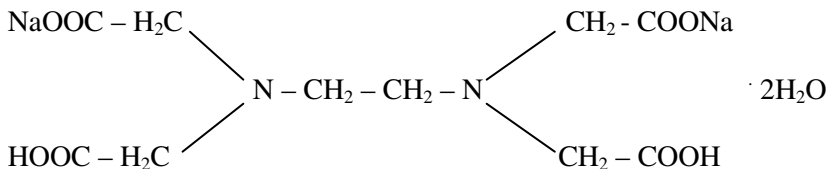
5. В чому полягає йонообмінний спосіб усунення твердості води? Навести приклади.



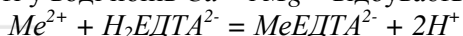
Теоретична частина

Комплексонометричний метод визначення загальної твердості води заснований на зв'язуванні йонів кальцію та магнію натрій етилендіамінтетраацетатом (ЕДТА) – трилоном Б в комплексні сполуки.

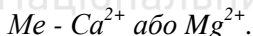
Формула трилону Б:



При наявності у воді йонів Ca^{2+} і Mg^{2+} відбувається реакція:



де:



Тривкі комплексні сполуки утворюються при $\text{pH}=10$. Для підтримування такого значення pH застосовують буферну суміш амоній гідроксиду з амоній хлоридом.

При додаванні індикатора еріохрому чорного Т розчин набуває вишнево-червоного забарвлення – утворюються комплекси індикатора з йонами Ca^{2+} і Mg^{2+} . Коли йони кальцію та магнію повністю відтитруються трилоном Б, індикатор витісняється з сполук, а у вільній формі він має синє забарвлення. Поява синього забарвлення – кінець титрування.

Незалежно від заряду катіонів 1 моль катіонів зв'язується з 1 моль ЕДТА: $f_{\text{ЕКВ}}(\text{Me}^{n+}) = f_{\text{ЕКВ}}(\text{ЕДТА}) = 1$; $\text{Me}(\text{Me}^{n+}) = M(\text{Me}^{n+})$, $\text{Me}(\text{ЕДТА}) = M(\text{ЕДТА})$; $C_{\text{н.}}(\text{ЕДТА}) = C_{\text{м}}(\text{ЕДТА})$.

Експериментальна частина

До 100 мл досліджуваної води, відміряної мірною колбою в конічну колбу на 250 мл, додати 5 мл амоніачного буферного розчину ($\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$) та 6-7 крапель розчину індикатора еріохрому чорного Т.



водного господарства та природокористування

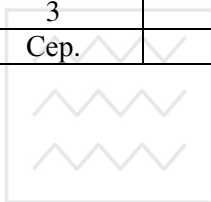
Цей розчин повільно титрують 0,05 н. розчином трилону Б до зміни забарвлення на сине. Це свідчить про те, що всі йони Ca^{2+} та Mg^{2+} зв'язані трилоном Б.

Загальну твердість води визначають за формулою:

$$T = \frac{V \cdot C_{н.} \cdot 1000}{V_{H_2O}}, \text{ ммоль-екв/л,}$$

де: V – об'єм розчину трилону Б, витрачений на титрування досліджуваної води, мл; $C_{н.}$ – нормальна концентрація розчину трилону Б; V_{H_2O} - об'єм досліджуваної води, мл.

№ з.п.	V_{H_2O} , мл	$V_{ТБ}$, мл	$C_{н.ТБ}$	T_{H_2O}
1				
2				
3				
Сер.				



ЛІТЕРАТУРА

1. І.Є.Манековська. Хімія. Навчальний посібник. Рівне: НУВГП, 2010. – 250 с.
2. І.Є.Манековська, М.В.Яцков. Хімія, частина 1 (загально-теоретична). Навчальний посібник. Рівне: НУВГП, 2004.- 193 с.
3. І.Є.Манековська, М.В.Яцков. Хімія, частина II (Хімія елементів). Навчальний посібник. Рівне: НУВГП, 2004.- 193 с.
4. Гороновский И.Т., Назаренко Ю.П., Некряч Е.Ф. Краткий справочник по химии. – К.: Наукова думка, 1987. – 829 с.
5. Власов Л.Д., Мурин Б.П. Единицы физических величин в науке и технике. Справочник. – М.: „Энергоатомиздат”, 1990. – 176 с.
6. Корнілов М.Ю. Термінологічний посібник з хімії. – К.: ІЗМН, 1996. – 256 с.