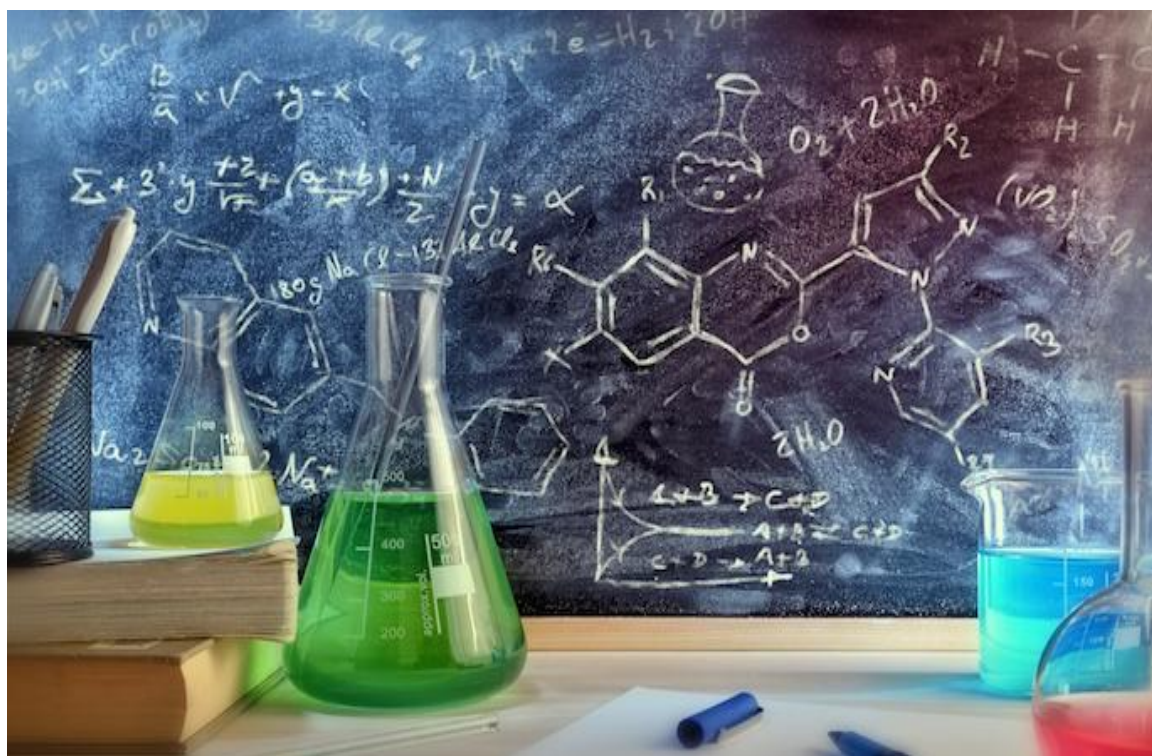


Хімія з основами біогеохімії.

Методичні рекомендації

до виконання лабораторних робіт студентам факультету плодоовочівництва, екології
та захисту рослин
спеціальності 101 «Екологія»



Методичні рекомендації підготували:

Кандидати с.-г. наук, доцент Леонтюк І.Б., Даценко А.А.

Розглянуто і затверджено на засіданні кафедри біології (протокол від 26 серпня 2021 року №1).

Рецензент – доктор с.-г. наук, професор кафедри агрохімії і ґрунтознавства Господаренко Г.М.

Схвалено науково-методичною комісією факультету плодоовочівництва, екології та захисту рослин

Хімія з основами біогеохімії. Методичні рекомендації до виконання лабораторних робіт студентам факультету плодоовочівництва, екології та захисту рослин спеціальності 101 «Екологія» І.Б. Леонтюк, А.А. Даценко. – Умань 2021 р. – 64 с.

ЗМІСТ

Вступ.....	2
Інструкція з техніки безпеки в лабораторії хімії.....	3
Визначення еквівалентної маси цинку методом витіснення водню	4
Класи неорганічних сполук	8
Загальні властивості розчинів.....	12
Розчини електролітів. Гідроліз солей.....	15
Окисно-відновні процеси.....	19
Метали головних підгруп I та II груп.....	27
Дослідження властивостей карбону, силіцію та їх сполук	30
Дослідження властивостей р-елементів V групи.....	32
Якісні реакції катіонів I – II (A) аналітичних груп.....	34
Якісні реакції катіонів II (A,B) – III аналітичних груп.....	40
Аніони I – II аналітичних груп	48
Аналіз невідомої речовини.....	55
Метод кислотно-основного титрування (метод нейтралізації).....	45
Додатки	62
Література	64

ВСТУП

Лабораторні роботи – це форма організації навчання, яка дає можливість експериментально підтвердити вивченні теоретичні положення, експериментально перевірити формули, розрахунки, ознайомитись з методикою проведення експериментів, досліджень. В ході роботи формуються уміння спостерігати, порівнювати, аналізувати, робити висновки і узагальнення, самостійно проводити дослідження, користуватися різними способами вимірювань, оформляти результати у вигляді таблиць, схем тощо. Одночасно формуються професійні вміння і навички роботи з різними приладами, реактивами і іншими засобами для проведення дослідів, оволодіння різними методиками визначення показників якості. Робочий зошит для виконання лабораторних робіт з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» звільнить студентів від зайвої механічної роботи і допоможе краще засвоїти методику відповідних дослідів. До складу зошита ввійшли лабораторні роботи, які охоплюють програмовий матеріал дисципліни «Хімія з основами біогеохімії». У роботі із зошитом необхідно дотримуватись таких правил:

- Уважно прочитати мету і завдання лабораторної роботи, усвідомити, що саме треба зробити;
- ознайомитись із переліком лабораторного обладнання, необхідного для виконання роботи;
- прочитати інструкцію з техніки безпеки під час проведення лабораторних робіт;
- одержати дозвіл викладача на виконання лабораторної роботи;
- вивчити методику проведення дослідів. Лише після цього братися за їх виконання;
- виконувати завдання слід самостійно, використовуючи інструкцію до виконання лабораторної роботи та довідкову літературу;
- незаповнені графи призначені для самостійного внесення результатів визначень, проведення відповідних розрахунків, написання висновків;
- для того, щоб перевірити чи засвоїли ви матеріал заняття, слід спробувати дати відповіді на контрольні запитання, які пропонуються в кінці кожної роботи.

ТЕХНІКА БЕЗПЕКИ У ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ

1. Необхідно дотримувати чистоту, тишу, порядок, а також точність при виконанні роботи.
2. Працювати в лабораторії дозволяється тільки в халатах.
3. Не пити воду з хімічного посуду, не їсти, не смакувати речовину.
4. Не залишати без догляду працюючий прилад або розпочатий дослід.
5. Не виливати у раковину залишки кислот, лугів, вогнебезпечних та отруйних рідин, а також кидати папір, пісок та інші тверді залишки.
6. Не можна нагрівати закупорені посудини або апарати, крім спеціально призначених для такого процесу.
7. Необхідно чітко дотримуватися правил роботи і зберігання легкозаймистих, отруйних та шкідливих речовин. З отруйними та шкідливими речовинами працювати тільки у витяжній шафі.
8. Легкозаймисті рідини нагрівати тільки на водяній бані або на плитці із закритою спіраллю.
9. Після закінчення роботи необхідно вимити та висушити посуд, прибрати робоче місце, провітрити приміщення, відключити всі нагрівальні та освітлювальні прилади, закрутити водопровідні та газові крани.
10. Категорично забороняється працювати в лабораторії одному.
11. Категорично забороняється залишати брудний посуд та неприбране робоче місце.
12. Виходячи з лабораторії, обов'язково перевірте, чи виключені газ, вода, електроенергія.

З правилами роботи і техніки безпеки у лабораторії хімії **ознайомився і зобов'язуюся дотримуватись.**

Студент ___ курсу ___ групи факультету _____

ПІБ _____

Дата _____ . Підпис _____ .

Лабораторна робота № 1

Визначення еквівалентної маси цинку методом витіснення водню

Мета: Вивчити методику визначення хімічного еквіваленту цинку.

Прилади та реактиви: наважка цинку, соляна кислота 50%, прилад зібраний з бюретки та лійки, мірний циліндр, термометр, барометр.

Інформаційна частина

Моль еквівалентів речовини (еквівалент) - це така її кількість, яка взаємодіє з одним молем атомів водню або заміщає ту ж кількість атомів водню в хімічних реакціях. Моль еквівалентів водню дорівнює 1 моль. Щоб визначити еквівалент речовини треба виходити з конкретної реакції, в якій бере участь дана речовина. Маса 1 моля еквівалентів називають молярною масою еквівалентів (еквівалентна маса M_E). Виходячи з поняття моля еквівалентів і еквівалентної маси, для розрахунку молярної маси еквівалентів речовини можна використовувати формули:

для простої речовини

$$M_E = \frac{M_A}{B}, \quad (1)$$

для складної речовини:

$$M_E = \frac{M}{B \cdot n}, \quad (2)$$

де: M_A – атомна маса елемента;
 M – молярна маса речовини;
 B - валентність елемента або функціональної групи.

Існує кілька методів, що дозволяють експериментально визначити, наскільки велика молярна маса еквівалента якого завгодно елемента:

Прямий метод. Він ґрунтується на отриманих даних в результаті синтезу водневих і кисневих сполук шуканого елемента.

–Непрямий метод. Використовує замість водню і кисню інші елементи із заздалегідь відомим еквівалентом.

–Метод витіснення. Він передбачає видалення водню з кислотного розчину за допомогою металу певної навішування.

–Аналітичний метод. Ґрунтується на обчисленні масової частини речовини в одному з його сполук.

–Електрохімічний метод використовує дані електролізу.

Молярна маса еквівалента використовується для виконання кількісних розрахунків під час хімічних взаємодій між відомими речовинами.

Практична частина.

Прилад для визначення маси цинку складається з бюретки та лійки, закріплених на штативі та сполучених одне з одним за допомогою гумової рубки (рис.1). До бюретки на пробці приєднана пробірка, що має у верхній

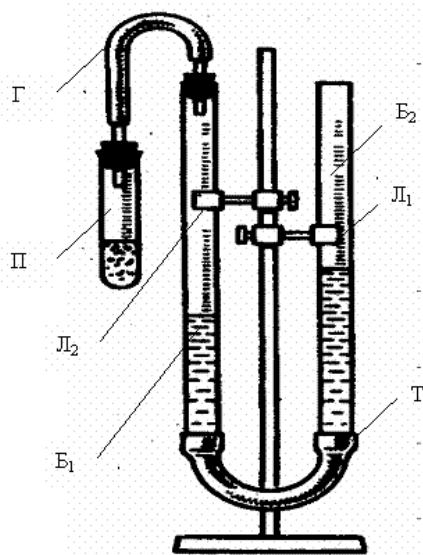
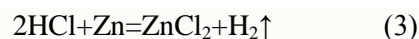


Рис.1. Лабораторна установка для визначення еквівалентної маси металу

частині невелике заглиблення. Бюретка та лійка заповнені водою. Перед дослідом необхідно перевірити герметичність приладу. Для цього підніміть лійку вгору, якщо впродовж 1–2 хв. рівень води в бюретці не підіймається, то можна вважати прилад герметичним. У противному разі необхідно ущільнити пробки на місцях з'єднання. Виставте на однаковій висоті рівні води в бюретці та пробірці й закріпіть їх у такому положенні. Запишіть показник рівня води в бюретці з точністю до 0,05 мл. Не забудьте при цьому, що для правильного відліку око спостерігача повинно знаходитись на одному рівні з нижнім меніском рідини в бюретці.

У пробірку налейте 3–4 мл розбавленої хлоридної кислоти так, щоб не змочити розчином заглиблення у верхній частині пробірки (якщо це сталося, протріть його насухо фільтрувальним папером). Отримайте в лаборанта наважку металу.

Пробірку з кислотою нахиліть і обережно (слідкуючи за тим, щоб шматочки металу не потрапили в кислоту) помістіть наважку металу в заглиблення на стінці пробірки. Тримавши пробірку в нахиленому положенні, міцно закрийте її пробкою приладу, а потім, струшуючи, змийте шматочки металу в кислоту.



Простежте за виділенням водню й витісненням води з бюретки в лійку. Після закінчення реакції слід зачекати, доки температура газу стане кімнатною і рівень рідини в бюретці буде постійним. Після цього доведіть воду в бюретці й лійці до одного рівня, тим самим створивши в бюретці тиск, що дорівнює атмосферному. Запишіть висоту рівня води в бюретці, а також температуру й тиск за барометром.

За даними досліду обчисліть масу цинку, який прореагував із хлоридною кислотою. При цьому необхідно врахувати, що водень, який виділяється під час реакції, містить домішки водяної пари. Тому тиск газу в системі дорівнює сумі парціальних тисків водню й насиченої водяної пари:

$$P = p(\text{H}_2) + p(\text{H}_2\text{O}) \quad (4)$$

Для обчислення необхідні такі дані експерименту:

1. Маса цинку в г ($m(\text{Zn})$) = ;
2. Температура в лабораторії (t°) = ;
3. Атмосферний тиск в мм. рт. ст. (P) = ;
4. Рівень води в бюретці до реакції (a_1) = ;
5. Рівень води в бюретці після реакції (a_2) = .

Обчислення:

1. Об'єм водню, витісненого цинком при температурі t° і тиску P

$$V_t = (a_2 - a_1) \text{ мл}$$

2. Привести об'єм витісненого водню до нормальних умов за формулою

$$V_0(\text{H}_2) = \frac{V_t \cdot (P - h) \cdot 273}{P_0 \cdot T}, \text{ де } T - \text{абсолютна температура повітря в лабораторії } (t^\circ\text{C} + 273)$$

h – тиск насиченої пари при температурі в лабораторії (довідкова табл.)

3. Обчислити масу витісненого водню двома способами:

а) за формулою $m = \nu\rho$; $m(\text{H}_2) = V_0 \cdot 0,0899 \text{ г/л}$ (V_0 в літрах).

б) за пропорцією, виходячи з понять молярна маса M і молярний об'єм V_m :

$$M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}; V_m = 22,4 \text{ л/моль} = 22400 \text{ мл/моль.}$$

$$2\text{г}(\text{H}_2) - 22400 \text{ мл}$$

$$m(\text{H}_2) - V_0 \text{ мл}$$

$$m(\text{H}_2) = \frac{2V_0 \text{ мл}}{22400} (\text{г})$$

4. Згідно закону еквівалентів відношення маси витісненого водню і прореагованого цинку відповідає відношенню їх еквівалентних мас:

$$\frac{m(\text{H}_2)}{m(\text{Zn})} = \frac{E_m(\text{H}_2)}{E_m(\text{Zn})}$$

$$E_m(\text{H}_2) = 1,008 \text{ г/л}$$

$m(\text{H}_2)$ – маса витісненого водню

$m(\text{Zn})$ – маса наважки

Звідси можна обчислити еквівалентну масу цинку $E_m(\text{Zn})$:

$$E_m(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn}) \cdot E_m(\text{H}_2)}{m(\text{H}_2)}$$

5. Відносна похибка досліду (A)

$$A = \frac{E_m \text{ теор} - E_m \text{ прак}}{E_m \text{ теор}} \cdot 100\%; E_m(\text{теор}) = \frac{\text{Ar}(\text{Zn})}{2}$$

Довідкова таблиця

$t^\circ\text{C}$	P мм. рт. ст.	$t^\circ\text{C}$	P мм. рт. ст.
14	12,000	20	17,535
15	12,788	21	18,650
16	13,634	22	19,827
17	14,634	23	21,088
18	15,477	24	22,377
19	16,477	25	23,756

Висновок: _____

Контрольні завдання.

1. Розрахуйте еквівалентну масу сполук SO_2 , SO_3 .

Розрахунки: _____

2. Визначіть еквівалент металу, якщо в його оксиді масова частка кисню 60%.

Розрахунки: _____

3. Метал, еквівалент якого дорівнює 12, витісняє з кислоти водень об'ємом $0,56 \text{ дм}^3$. Визначити масу металу.

Розрахунки: _____

4. Визначіть атомну масу двохвалентного металу, якщо відомо при взаємодії цього металу масою 8 г з кислотою виділяється водень (н.у.) об'єм $4,48 \text{ дм}^3$.

Розрахунки: _____

Лабораторна робота № 2

Класи неорганічних сполук

Мета: отримання та вивчення хімічних властивостей оксидів, гідроксидів, кислот і підстав, генетичного зв'язку між класами неорганічних сполук.

Прилади та реактиви: спиртівка, лійка, азбестова сітка, залізний цвях, основний карбонат купруму, залізни і мідні ошурки, цинк в гранулах, розчин мідного купоросу, розчин сульфатної кислоти 5%, розчин нітратної кислоти 10%, розчин хлоридної кислоти 10%, розчин гідроксиду натрію 5%, розчин хлориду купруму, розчин гідроксиду амонію 10%, розчин хлориду барію, розчин карбонату натрію, сульфату алюмінію, сульфату цинку, вапняна вода.

Інформаційна частина

Класифікація неорганічних речовин пройшла довгий шлях розвитку.

Хімічні елементи діляться в першу чергу на елементи з металевими і неметалевими властивостями. Багато елементів відповідно до періодичним законом проявляють одночасно властивості металу і неметалу. Такі елементи називають амфотерними.

Форму існування хімічних елементів у вільному вигляді класифікують як прості (одноелементні) речовини.

Класифікація складних (двох - або багатоелементних) речовин може бути заснована на різних ознаках речовин і може використовувати різні принципи.

Наприклад, класифікація речовин за хімічною природою спирається на наявність в з'єднанні найпоширенішого в природі елемента - кисню. Найбільш відомою і зручною класифікацією складних речовин є поділ їх за хімічними властивостями. За цією ознакою речовини діляться на оксиди, основи, кислоти, солі (схема 1).

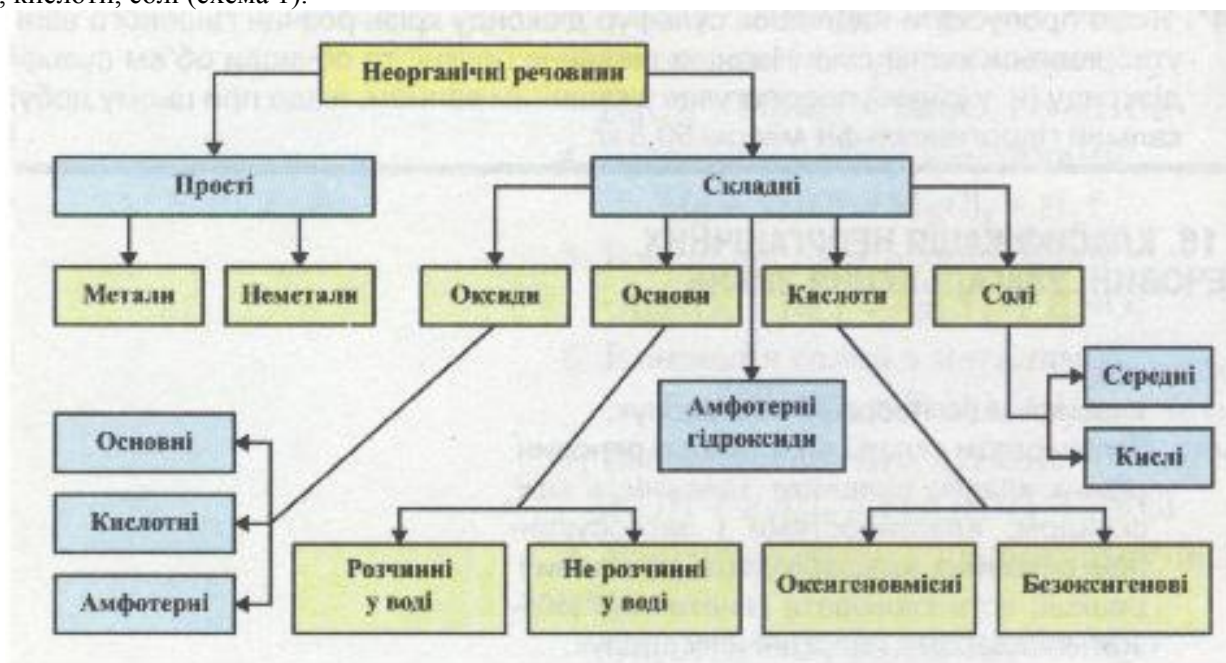


Схема 1. Класифікація неорганічних сполук.

Практична частина

Дослід 1. Визначення хімічного характеру оксиду цинку (чи купруму).

Помістити у дві пробірки декілька кристалів оксиду цинку і додати в одну 0,5 мл розчину сірчаної кислоти, а в другу – 0,5 мл розчину лугу. Підігриваємо. Опишіть спостереження та складіть рівняння реакції.

Дослід 2. Добування й властивості гідроксиду амонію.

У пробірку приливаємо 0,5 мл розчину NH_4Cl і додаємо таку саму кількість розчину $NaOH$. Нагріваємо. В отвір пробірки вносимо, не торкаючись стінок, червоний лакмусовий папір, змочений водою. Опишіть спостереження та складіть рівняння реакції.

Дослід 3. Добування важкорозчинної солі вуглецевої кислоти.

До 2–3 крапель розчину $BaCl_2$ додаємо 2–3 краплі розчину соди Na_2CO_3 . Спостерігаємо випадання білого осаду $BaCO_3$. Опишіть спостереження та складіть рівняння реакції.

Дослід 4. Добування й властивості основного сульфату міді.

Наливаємо у дві пробірки по 2 мл розчину сульфату міді. Додаємо в одну із пробірок 2 мл, а в другу – 0,5 мл розчину гідроксиду натрію. Перемишуємо вміст кожної пробірки і нагріваємо до кипіння. Опишіть спостереження та складіть рівняння реакції.

Дослід 5. Добування основного та кислотного оксиду.

У суху пробірку насипати небагато гідроксикарбонату міді, закрити її газовідвідною трубкою. У другу пробірку налити дистильованої води і 2-4 краплі нейтрального розчину лакмусу. Газовідвідну трубку опустити у воду. Обережно нагрівати пробірку до появи чорного осаду основного оксиду. Спостерігати зміну забарвлення лакмусу унаслідок взаємодії кислотного оксиду з водою з утворенням кислоти. Осад в пробірці залишити для наступного досліді. Опишіть спостереження та складіть рівняння реакції.

Дослід 6. Добування середньої солі.

До отриманого осаду в пробірці додати 2н розчин сірчаної кислоти до розчинення осаду. Спостерігати появу характерного для даної солі фарбування. Опишіть спостереження та складіть рівняння реакції.

Дослід 7. Взаємодія солей з металами.

Опустити в розчин сульфату міді залізний цвях і спостерігати на ньому появу нальоту. Опишіть спостереження та складіть рівняння реакції.

Дослід 8. Взаємодія кислоти з сіллю.

До розчину нітрату срібла додати розчин соляної кислоти. Спостерігати появу осаду. Опишіть спостереження та складіть рівняння реакції.

Дослід 9. Взаємодія кислоти з лугами (реакція нейтралізації).

У фарфорову чашку налити 1 мл 2н розчину гідроксиду натрію і 1-2 краплі фенолфталеїну, і додавати по краплях 2н розчин соляної кислоти до зникнення малинового забарвлення. Опишіть спостереження та складіть рівняння реакції.

Дослід 10. Одержання основної солі.

До 2н розчину сульфату міді по краплях додавати 10% розчин аміаку до утворення осаду основної солі. Опишіть спостереження та складіть рівняння реакції.

Висновок: _____

Контрольні питання.

1. Розподіліть за класами речовини:

$\text{Al}(\text{OH})_3$, MgO , Fe_2O_3 , CuSO_4 , H_2O , H_2CO_3 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, SO_3 , H_3PO_4 .

Назвіть їх за систематичною номенклатурою.

2. Які з основ розкладаються при нагріванні:

NaOH , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$?

Напишіть рівняння реакцій.

3. З якими речовинами реагуватиме H_2SO_4 ? Напишіть рівняння.

$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} =$

$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Au} =$

$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na OH} =$

$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2 =$

$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Al}_2\text{O}_3 =$

$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Al}(\text{OH})_3 =$

Лабораторна робота № 3

Загальні властивості розчинів

Мета: ознайомитись із способами вираження концентрацій розчинів, навчитись готувати розчини потрібної концентрації.

Обладнання та реактиви: розчини хлориду натрію різних концентрацій, кристалічний кристалогідрат сульфату натрію (чи сульфату магнію або сульфату купруму), сульфатна кислота 1:1.

Інформаційна частина

Розчини — одна з найбільш поширених систем, що зустрічаються в природі. Розчин може бути твердим, рідким або газоподібним. Найбільше практичне значення мають рідкі розчини, особливо водні. Один з компонентів розчину називають розчинником, інші — розчиненими речовинами. Основні параметри стану розчину — температура, тиск і концентрація. Концентрація може бути виражена різними способами:

1. Молярна концентрація (моль/л або моль/м³) — кількість розчиненої речовини в 1 л або 1 м³ розчину. Часто використовують скорочену форму запису $M = \text{моль/л}$, наприклад, 1 М КСl — одно молярний (1 моль/л) розчин хлориду калію.

2. Молярність (моль/кг) — кількість моль розчиненої речовини в 1 кг розчинника.

3. Нормальна концентрація — кількість хімічного еквіваленту в 1 л розчину.

4. Масова частка розчиненої речовини — відношення маси розчиненої речовини, до маси розчину.

Густина і концентрація водних розчинів NaCl

Концентрація, %	Концентрація, г/л	Густина, кг/л
1	10,05	1,005
2	20,25	1,012
4	41,07	1,027
6	62,47	1,041
8	84,47	1,056
10	107,1	1,071
12	130,2	1,086
14	154,1	1,101
16	178,5	1,116
18	203,7	1,132
20	229,5	1,148
22	256	1,164
24	283,2	1,18
26	311,2	1,197

Практична частина

Дослід 1. Визначення масової частки розчину за його відносною густиною

Візьміть в лаборанта склянку з розчином, масову частку якого потрібно визначити. Ознайомтесь із ареометром і з'ясуйте ціну поділки. На око можна оцінити 1/3 малої поділки, тобто за допомогою ареометра можна визначити відносну густину з точністю до 0,003 г/см³.

Налийте в циліндр приблизно 250 мл розчину (20°C) і обережно опустіть у нього ареометр. Зніміть і запишіть показання ареометра (слідкуйте, щоб під час досліду, ареометр не торкався до стінок циліндра).

Підніміть ареометр на 1–2 см, знов опустіть його в розчин і ще раз визначте його показання.

Розчин вилийте у склянку. Ареометр помийте.

Користуючись таблицею, знайдіть, яка масова частка відповідає знайденій густині розчину.

Якщо в таблиці відсутнє знайдене значення густини, потрібно застосувати метод інтерполяції – встановлення проміжного значення величини за двома крайніми.

Наприклад: для розчину калій нітрату відносна густина 1,083 у таблиці відсутня, але є значення величин – меншої (1,076) і більшої (1,090). Обчислюють різницю між значеннями та масовими частками розчинів:

$$\frac{1,090 - 14\%}{1,076 - 12\%} = \frac{0,014 - 2,0\%}{x}$$

Знаходять різницю між величиною густини, визначеною ареометром, і меншою табличною: $1,083 - 1,076 = 0,007$.

Складають пропорцію:

$$x = \frac{0,007 \cdot 2\%}{0,014} = 1\%$$

Знайдене число додають до меншої табличної величини масової частки $12\% + 1\% = 13\%$ - воно відповідає концентрації досліджуваного розчину.

Отриману масову частку розчину перерахуйте у :
молярну концентрацію

Нормальну концентрацію

молярну концентрацію

в титр

Дослід 2. Приготування розчину з наважки твердої речовини й води

Приготуйте 250 (100) мл розчину з масовою часткою натрій сульфату 10% із кристалогідрату $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ та води.

Спочатку необхідно обчислити, скільки грамів кристалогідрату й мілілітрів води треба взяти для приготування розчину.

Відповідну наважку кристалогідрату спочатку розчиніть у невеликій кількості води у склянці, а потім перелийте в мірну колбу на 250 (100) мл і додайте дистильованої води до позначки. Виміряйте за допомогою ареометра густину розчину й порівняйте з табличною величиною.

Замість натрій сульфату можна приготувати розчини з масовими частками солей 10% виходячи з $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (густина розчину $1,103 \text{ г/см}^3$) або $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (густина розчину $1,107 \text{ г/см}^3$).

Дослід 3. Приготування розчину із заданою масовою часткою з більш концентрованого розчину та води.

Виміряні ареометром густини хлориду натрію з першого дослідів використайте для розрахунків на приготування розчину з заданою викладачем концентрацією. За правилом Пірсона (правило змішування, або правило хреста) треба мати три масових частки для однієї речовини. У центрі записують масову частку речовини, розчин якої потрібно одержати. Зліва — вихідні масові частки. Хрест-навхрест від більшої величини віднімаємо меншу і одержуємо масові частини, які записують справа. Ці масові частини за горизонталлю відповідають вихідним розчинам.

Висновок:

Контрольні питання.

1. Визначте молярну та нормальну концентрації 20%-го розчину кальцій хлориду ($\rho=1,178 \text{ г/см}^3$).

2. Визначте масу гідроген хлориду, який міститься в 2 л хлоридної кислоти ($\rho=1,108 \text{ г/см}^3$) з масовою часткою речовини 22%.

3. Визначте об'єми розчину сульфатної кислоти ($\rho=1,84 \text{ г/см}^3$) та води, які потрібно змішати, щоб приготувати 10 л розчину кислоти густиною $1,42 \text{ г/см}^3$.

4. Змішали 200 мл розчину калій гідроксиду з масовою часткою лугу 20% ($\rho=1,173 \text{ г/см}^3$) і 500 мл розчину цієї ж речовини з масовою часткою 40% ($\rho=1,408 \text{ г/см}^3$). Визначте масову частку (%) лугу в одержаному розчині.

Лабораторна робота №4

Розчини електролітів. Гідроліз солей

Мета: вивчення хімічної активності сильних та слабких електролітів, механізму проходження реакцій обміну та гідролізу, складання іонних рівнянь реакцій в розчинах електролітів та при гідролізі солей.

Обладнання та реактиви: штатив з пробірками, цинк, розчини $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, K_2SO_4 , Na_2SO_4 , ZnSO_4 , CuSO_4 , CaCl_2 , Na_2CO_3 , NaOH , H_2SO_4 , HCl , CH_3COOH , CH_3COONa (конц), NH_4OH , гідрокарбонат натрію, сульфід натрію, нітрат цинку, дистильована вода, лакмус, фенолфталеїн, метилоранж, кристалічні: NH_4Cl , CH_3COONa .

Інформаційна частина

Всі речовини можна розділити на електроліти – речовини, провідні електричний струм у водному розчині або розплаві і не електроліти, – не провідні електричний струм. Електроліти можна умовно розділити на сильних і слабких. До класу сильних електролітів відносяться кислоти – соляна, азотна, сірчана, хлорна і ін., гідроксиди лужних і лужноземельних металів (Ca , Sr , Ba), а також більшість солей. До слабких електролітів відносяться органічні кислоти – мурашина, оцтова, щавлева, сірководнева, вугільна, ціановоднева, азотиста, більшість основ, в т.ч. гідроксид амонію, вода, малорозчинні солі. Молекули всіх електролітів піддаються дисоціації – розпаду на іони, які і є провідниками електрики. Кислоти, основи і солі у водному розчині розпадаються на позитивно (катіони) і негативно заряджені іони (аніони). Розчини електролітів характеризуються ступенем та константою електролітичної дисоціації.

Взаємодія іонів солей з водою називається гідролізом. В результаті гідролізу може створюватись кисле чи лужне середовище. Кількісно гідроліз оцінюють за ступенем та константою гідролізу.

Практична частина.

Дослід 1. Реакції обміну в розчинах електролітів.

З тих реактивів, що є, виберіть такі розчини, які при взаємодії між собою призведуть до отримання осаду, газоподібної речовини, утворення малодисоційованої речовини (запропонуйте не менше _____ двох _____ реакцій).

Складіть рівняння реакцій в молекулярному і молекулярно-іонному вигляді. У якому напрямку перебігають _____ реакції _____ обміну _____ в _____ розчинах?

Дослід 2. Зміщення іонної рівноваги.

У пробірку з розчином амоній гідроксиду додайте 2-3 краплі фенолфталеїну (яке забарвлення з'являється _____ і _____ яке _____ середовище _____ в _____ розчині?), амоній _____ хлориду. Як _____ змінюється _____ інтенсивність _____ забарвлення? _____ Чому?

У якому напрямку зміщується _____ рівновага _____ реакції _____ дисоціації _____ гідроксиду _____ амонію?

Чому? _____

Додаванням якої солі можна зменшити ступінь дисоціації оцтової кислоти CH_3COOH ? _____ Знайдіть цю речовину серед реактивів. У розчин CH_3COOH додайте 2-3 краплі метилоранжу.

Яке забарвлення з'являється? _____

Яке середовище в розчині

кristали натрій ацетату. Як змінюється забарвлення розчину? Потім додайте Чому?

якому напрямку зміщується рівновага реакції дисоціації CH_3COOH ? Чому?

Зробіть висновок про вплив однойменних іонів на ступінь дисоціації слабких електролітів.

Дослід 3. Порівняння хімічної активності сильних та слабких електролітів.

А) В одну пробірку налити 5 мл розчину хлоридної кислоти, в іншу – стільки ж розчину оцтової кислоти. В кожну пробірку занурити по шматочку цинку. Який газ виділяється? В які пробірці процес йде більш енергійно? Чому? Написати рівняння реакцій (молекулярні, йонні).

Б) В дві пробірки налити розчин кальцій хлориду. В одну додати розчин натрій гідроксиду, в іншу – розчин амоніаку. Що спостерігаємо? Пояснити причину різної дії на кальцій хлорид взятих основ. Записати рівняння реакцій (молекулярні, йонні).

Дослід 4. Забарвлення індикаторів.

А) В три пробірки налити по 3 мл дистильованої води та додати по 2 краплі розчину індикаторів: лакмусу, метилоранжу, фенолфталеїну. Відмітити їх забарвлення в нейтральному середовищі. В кожну пробірку додати розчин кислоти. Спостерігати зміну забарвлення та заповнити таблицю 1.

Б) Теж саме зробити, взявши замість кислоти розчин будь-якого лугу.

Таблиця 1.

Середовище	Колір індикатору		
	Лакмус	Метилоранж	Фенолфталеїн
Нейтральна			
Кисла			
Лужна			

Дослід 5. Вплив розведення на ступінь дисоціації.

В стакан 100 мл налити 10 мл концентрованої оцтової кислоти і виміряти електропровідність. З бюретки доливати по 2 мл дистильованої води та записувати показники електропровідності. Так вчинити 5-7 разів.

Описати спостереження, написати вираз ступеня і константи дисоціації. Як залежать ці показники від розведення?

Дослід 6. Визначення рН розчинів солей.

В окремі пробірки налити розчини солей: хлориду амонію, сульфату калію, сульфіді натрію, хлориду натрію, нітрату цинку. Виміряти рН розчинів універсальним індикатором. Написати рівняння реакції гідролізу солей в молекулярному та йонному вигляді.

Висновок:

Контрольні питання.

1. Що таке електролітична дисоціація?

2. Наведіть основні положення теорії електролітичної дисоціації.

3. Сполуки яких класів належать до електролітів?

4. Який тип зв'язку характерний для електролітів? Наведіть приклади.

5. Який тип зв'язку характерний для неелектролітів?

6. Константа дисоціації.

7. Ступінь дисоціації.

8. Фактори, які впливають на величину ступеня дисоціації.

9. Що таке гідроліз солей?

10. Які існують типи гідролізу?

11. Чи проводять електричний струм наступні системи: а) зріджений хлороводень; б) водопровідна вода; в) дощова вода; в) розплавлений натрій гідроксид?

Лабораторна робота № 5. ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ.

I. Інформаційна частина.

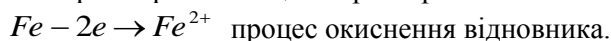
Мета: вивчення хімічних реакцій, що відбуваються зі зміною ступеня окиснення у атомів одного чи декількох елементів.

Окисно-відновними називають реакції, які супроводжуються переходом електронів від одних молекул або іонів до інших, внаслідок чого змінюється ступінь окиснення елементів.

1. Основні поняття окисно-відновних процесів. Речовину, яка містить елемент, що віддає електрони, називають *відновником*. Процес віддачі електронів атомами, молекулами, простими чи складними іонами, внаслідок якого збільшується ступінь окиснення елементів, називають *окисненням*. Умовно приймають, що у процесі окиснення відновник віддає електрони, а у процесі відновлення - окисник їх приєднує, при цьому будову частинок, природу хімічного зв'язку та механізм процесу не враховують.

Речовину, яка містить елемент, що приєднує електрони, називають *окисником*. Процес приєднання електронів атомом, молекулою або іоном, який спричиняє зменшення ступеня окиснення елементів, називають *відновленням*. Наприклад, у реакції: $Fe + 2 HCl = FeCl_2 + H_2$ Ферум та Гідроген змінюють ступінь окиснення від 0 до +2 ферум і від +1 до 0 гідроген. Ферум є відновником, оскільки у реакції кожен атом Феруму віддає два електрони, внаслідок чого його ступінь окиснення збільшується - відбувається процес окиснення Феруму. Окисником у реакції є катіони гідрогену, які приєднують електрони, зменшують ступінь окиснення від +1 до 0, внаслідок чого іони гідрогену відновлюються.

Електронні рівняння цих перетворень мають вигляд:



Процеси відновлення та окиснення елементів перебігають одночасно і загальне число електронів, відданих відновником, дорівнює загальному числу електронів, які приймає окисник.

Найважливіші окисники та відновники:

Відновники	Окиснена форма відновника
Метали	У кислому середовищі утворюють катіони: $Zn - 2\bar{e} = Zn^{2+}$ У нейтральному середовищі утворюють оксиди і гідроксиди: $3Fe + 4H_2O = Fe_3O_4 + 4H_2$ $Mn + 2H_2O = Mn(OH)_2 + H_2$ У лужному середовищі утворюють гідроксокомплекси: $Zn + 2NaOH + 2H_2O = Na_2[Zn(OH)_4] + H_2$
Неметали з малим значенням електронегативності	$H_2 - 2\bar{e} = 2H^{+1}$ $C - 4\bar{e} = C^{+4}$ у формі CO_2 $S - 4\bar{e} = S^{+4}$ у формі SO_2 у надлишку кисню та у формі SO_3^{2-} у лужному середовищі $S - 6\bar{e} = S^{+6}$ у формі SO_4^{2-} у кислому середовищі дією сильних окисників
Катіони металів у нижчому ступені окиснення	Утворюють катіони у вищому ступені окиснення або входять до складу аніонів: $Fe^{+2} - \bar{e} = Fe^{+3}$ $Cr^{+3} - 3\bar{e} = Cr^{+6}$ у формі $Cr_2O_7^{2-}$ у кислому середовищі; у формі CrO_4^{2-} у лужному середовищі

	$Mn^{+2} - 2 e = Mn^{+4}$ у формі MnO_2 у нейтральному середовищі $Mn^{+2} - 4 e \rightarrow Mn^{+6}$ у формі MnO_4^{2-} у лужному середовищі $Mn^{+2} - 5 e = Mn^{+7}$ у формі MnO_4^- у кислому середовищі
Аніони неметалів (аніони безкисневих кислот)	$2Br^- - 2 e = Br_2$ $S^{-2} - 2 e = S^0$ дією $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, H_2SO_4 , O_2 $S^{-2} - 6 e = S^{+4}$ у формі SO_2 у надлишку кисню $S^{-2} - 8 e = S^{+6}$ у формі SO_4^{2-} під дією сильних окисників HNO_3 , хлорна вода
Молекули та іони, які мають атом неметалу у проміжному ступені окиснення	$S^{+4} - 2 e = S^{+6}$ у формі SO_4^{2-} дією сильних і середньої сили окисників $H_2O_2 - 2 e = O_2 + 2H^+$ у кислому середовищі H_2O_2 окиснюється до O_2 $N^{+3} - e = N^{+5}$ у кислому середовищі NO_2^- окиснюється до NO_3^- $S_2O_3^{2-} + H_2O - 2e = S + SO_4^{2-} + 2H^+$ за недостаткою сильних окисників хлорної та бромної води $2S_2O_3^{2-} - 2e = S_4O_6^{2-}$ у реакції із слабкими окисниками I_2 , $FeCl_3$
Окисники	Відновлена форма окисників
Неметали з великим значенням негативності електронності	Приєднують електрони з утворенням відповідних аніонів: $Cl_2 + 2e = 2Cl^-$ $O_2 + 4e = 2O^{2-}$ у формі H_2O у кислому середовищі, у формі OH^- у лужному середовищі $S + 2e = S^{2-}$ у присутності сильних відновників
Катіони металів у вищому ступені окиснення	Приєднують електрони та утворюють катіони у нижчому ступені окиснення або атоми відповідних елементів: $Fe^{+3} + e = Fe^{+2}$ $Cu^{+2} + 2e = Cu^0$
Іон гідрогену H^+	$2H^+ + 2e = H_2$ у реакціях з металами, які розміщені в електрохімічному ряді напруг до водню
Іони та молекули, які містять елемент у вищому або високому ступені окиснення	Елемент приєднує електрони і понижує ступінь окиснення: $Cr^{+6} + 3e = Cr^{+3}$ у кислому середовищі у формі солі катіона Cr^{3+} $Mn^{+7} + 5e = Mn^{+2}$ у кислому середовищі у формі солі катіона Mn^{2+} $Mn^{+7} + 3e = Mn^{+4}$ у нейтральному середовищі у формі MnO_2 $Mn^{+7} + e = Mn^{+6}$ у сильно лужному середовищі у формі MnO_4^{2-} $S^{+6} + 2e = S^{+4}$ у формі SO_2 у реакції концентрованої H_2SO_4 з неметалами та малоактивними металами Pb , Cu , Hg , Ag $S^{+6} + 6e = S^0$ та $S^{+6} + 8e = S^{2-}$ у реакції з активними металами $N^{+5} + e = N^{+4}$ у формі NO_2 у реакції концентрованої HNO_3 з неметалами та малоактивними металами Cu , Hg , Ag $N^{+5} + 3e = N^{+2}$ у формі NO при взаємодії розведеної HNO_3 з малоактивними металами $N^{+5} + 4e = N^{+1}$ у формі N_2O при взаємодії розведеної HNO_3 з активними металами $N^{+5} + 8e = N^{-3}$ у формі NH_4NO_3 при взаємодії дуже розведеної HNO_3 з активними металами при нагріванні
Іони та молекули, які містять елемент у проміжному ступені окиснення	$H_2O_2 + 2e = 2OH^-$ $H_2O_2 + 2H^+ + 2e = 2H_2O$ пероксид водню H_2O_2 відновлюється до гідроксид-іонів OH^- у лужному середовищі, до H_2O у кислому середовищі $N^{+3} + 5e = N^{+2}$ у формі NO при взаємодії нітритів у кислому

	середовищі
--	------------

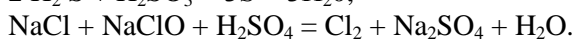
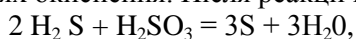
Типи окисно-відновних реакцій. Розрізняють три основних типи окисно-відновних реакцій:

- міжмолекулярний,
- внутрішньомолекулярний,
- диспропорціонування (дисмутації або самоокиснення-самовідновлення).

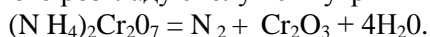
Міжмолекулярними називають окисно-відновні реакції, в яких елементи, що змінюють ступінь окиснення, входять до складу різних молекул:



У наведеному рівнянні реакції змінюють ступінь окиснення Нітроген, що входить до складу нітриту натрію, та Манган, який міститься у молекулі перманганату калію. Елементи, що окиснюються та відновлюються, входять до складу різних молекул. До міжмолекулярних окиснювально-відновних реакцій також належать реакції між речовинами, які містять один елемент у різних ступенях окиснення. Після реакції цей елемент має однаковий ступінь окиснення:

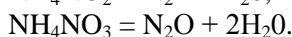
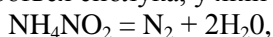


Окисно-відновні реакції, внаслідок яких змінюють ступінь окиснення два різних елементи, що входять до складу однієї молекули, називають **внутрішньомолекулярними** реакціями. Реакції термічного розкладу сполук є внутрішньомолекулярними окисно-відновними реакціями:

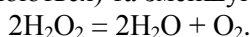


У наведеному рівнянні реакції змінюють ступінь окиснення атоми двох елементів, що входять до складу однієї молекули: відновлюється Хром, який зменшує ступінь окиснення від +6 до +3, і окиснюється Нітроген, який збільшує ступінь окиснення від -3 до 0.

До внутрішньомолекулярних окиснювально-відновних реакцій належать також реакції розкладу речовин, які містять атоми одного елемента у різних ступенях окиснення. Після реакції утворюється сполука, у якій цей елемент має однаковий ступінь окиснення:



Реакції диспропорціонування (дисмутації) називають окисно-відновні реакції, внаслідок яких одночасно збільшується і зменшується ступінь окиснення одного елемента. Наприклад, внаслідок розкладу пероксиду водню, атоми Оксигену одночасно збільшують ступінь окиснення від -1 до 0 (окиснюються) та зменшують його від -1 до -2 (відновлюються):



Уданій реакції окисником і відновником є Оксиген, який входить до складу молекули H_2O_2 у ступені окиснення -1. Подібні реакції можуть відбуватися в тому випадку, коли речовина містить елемент у проміжному ступені окиснення, тоді його атоми можуть одночасно відновлюватися та окиснюватися.

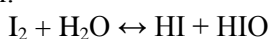
4. Фактори, що впливають на перебіг окисно-відновних реакцій. Окисно-відновні реакції відбуваються лише за певних умов:

- кислотності середовища,
- температури,
- концентрації реагуючих речовин,
- наявності каталізатора.

Окисно-відновні реакції здійснюються у різному середовищі:

- кислому (надлишок H^+ -іонів),
- лужному (надлишок OH^- -іонів)
- нейтральному (водному).

Вплив кислотності середовища у деяких випадках окисно-відновної взаємодії має настільки велике значення, що визначає напрямок перебігу реакції або можливість її здійснення. Наприклад, реакція:



у лужному середовищі перебігає праворуч, а у кислому - ліворуч. Сполуки хрому(VI) проявляють окиснювальні властивості у кислому середовищі, а сполуки хрому(III) - відновні властивості у лужному середовищі. Так, хромат калію у нейтральному середовищі не окиснює нітрит натрію навіть при кип'ятінні. При підкисленні цього розчину реакція відбувається при кімнатній температурі:

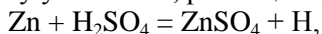


Залежно від кислотності середовища змінюються продукти реакції, тобто процес окиснення або відновлення буде протікати по-різному. Наприклад, перманганат-іон у кислому середовищі відновлюється до катіона Mn^{2+} , у нейтральному до MnO_2 , а у лужному середовищі реакція відбувається з утворенням манганат-іона MnO_4^{2-} .

Для створення кислого середовища використовують розведену сульфатну кислоту, оскільки нітратна кислота будь-якої концентрації є сильним окисником, а хлоридна - має відновні властивості. Лужне середовище створюють за допомогою розчинів гідроксиду калію або натрію.

Аналогічно на перебіг окисно-відновних реакцій *впливає температура*: деякі реакції відбуваються лише при нагріванні або залежно від температури утворюються різні продукти взаємодії.

Вплив концентрації реагуючих речовин на окисно-відновний процес проявляється при взаємодії кислот з металами та неметалами. Так, розведена сульфатна кислота окиснює іоном водню усі метали, розміщені у електрохімічному ряді напруг до водню:



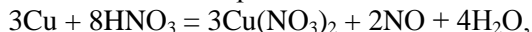
та не взаємодіє з металами, які знаходяться у ряді напруг після водню. Концентрована сульфатна кислота окиснює сульфат-іоном малоактивні метали - мідь, ртуть, срібло, розміщені у ряді напруг після водню:



Неметали легше окиснюються концентрованою нітратною кислотою:

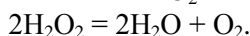


При взаємодії нітратної кислоти з металами, залежно від її концентрації, утворюються різні продукти відновлення нітрат-іона:

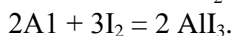


При взаємодії нітратної кислоти з активними металами продуктами відновлення нітрат-іона можуть бути N_2 , N_2O , NH_4NO_3 .

Вплив каталізатора на окисно-відновну взаємодію розглянемо на прикладі реакції диспропорціонування пероксиду водню та взаємодії алюмінію з йодом. Без каталізатора реакція розкладу пероксиду водню відбувається повільно. При наявності каталізатора, наприклад, оксида мангану(IV) MnO_2 реакція відбувається миттєво:



На взаємодію алюмінію з йодом впливає додавання невеликої кількості води. Без каталізатора реакція практично не перебігає:



5. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій. Для складання рівнянь окиснювально-відновних реакцій необхідно знати емпіричні формули речовин, які вступають в реакцію, та продуктів реакції. Продукти реакції визначають експериментально або на основі властивостей елементів.

Окисно-відновна реакція можлива лише у тому випадку, коли реакційне середовище має окисник і відновник, тобто речовини, до складу яких входять елементи, здатні зменшувати або збільшувати ступінь окиснення.

Щоб вірно записати рівняння окиснювально-відновної реакції, слід дотриматися закону збереження маси речовин. Тобто у лівій та правій частинах рівняння реакції повинно знаходитися однакове число атомів однотипових елементів. Також необхідно дотриматися закону збереження зарядів: у іонному рівнянні реакції сумарний заряд іонів лівої частини рівняння реакції повинен

дорівнювати сумарному заряду іонів - продуктів реакції. При цьому сума зарядів іонів кожної частини рівняння може мати позитивне, негативне значення або дорівнювати нулю.

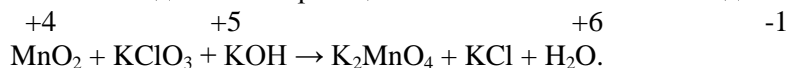
У рівнянні реакції першим записують відновник, а потім окисник. Останньою записують речовину, яка утворює реакційне середовище. Праворуч у рівнянні реакції спочатку записують продукт окиснення відновника, потім продукт відновлення окисника. Останніми записують інші продукти, які утворилися внаслідок реакції.

Для визначення коефіцієнтів у рівнянні окисно-відновної реакції використовують два методи:

- метод електронного балансу;
- електронно-іонний метод (метод напівреакцій).

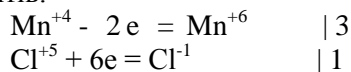
Метод електронного балансу є універсальним, його застосовують для знаходження коефіцієнтів у рівняннях окисно-відновних реакцій, які перебігають у будь-якому агрегатному стані - твердому, газоподібному або у розчині. Цей метод базується на врахуванні зміни ступенів окиснення елементів вихідних речовин і продуктів реакції.

Розглянемо використання методу електронного балансу на прикладі окиснення діоксиду мангану хлоратом калію у присутності гідроксиду калію у випадку, коли суміш твердих речовин взаємодіє при підвищеній температурі у розплаві. Спочатку записують схему реакції, в якій вказують вихідні речовини та продукти взаємодії. Потім обчислюють ступені окиснення усіх елементів і знаходять серед них ті, які внаслідок реакції його змінили. Зазначають ці елементи, вказуючи їх ступінь окиснення до та після реакції. Визначають окисник та відновник:

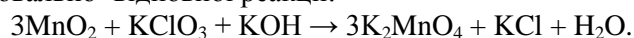


Внаслідок реакції Манган і Хлор змінили ступінь окиснення. Атом Мангану віддав два електрони, за рахунок чого збільшив свій ступінь окиснення від +4 до +6, тому оксид мангану(IV) - відновник, який окиснюється до манганату калію K_2MnO_4 . Атом Хлору приєднав шість електронів, зменшив ступінь окиснення від +5 до -1, тому хлорат калію KClO_3 - окисник, який відновився до хлориду калію.

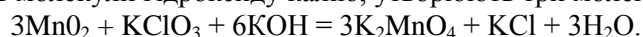
Записують електронні рівняння (схеми), які відображають процеси окиснення та відновлення елементів:



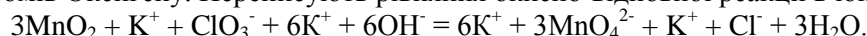
Оскільки число електронів, які віддає відновник, повинно дорівнювати числу електронів, які приєднує окисник, знаходять найпростіші співвідношення числа молей окисника та відновника, які задовольняють цій умові. У наведеному прикладі атом Хлору приймає шість електронів, які повинні віддати 3 атоми Мангану. Тому праворуч від електронних рівнянь записують співмножники 3 і 1, за допомогою яких урівнюють число електронів, відданих Манганом і приєднаних Хлором. Співмножники 3 і 1 є стехіометричними коефіцієнтами для відновника та окисника у рівнянні окиснювально-відновної реакції:



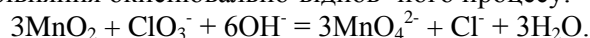
Потім знаходять коефіцієнти для інших речовин, які приймають участь у реакції. Спочатку урівнюють число усіх катіонів, крім катіона гідрогену H^+ , потім - число аніонів. Щоб урівняти число катіонів калію, необхідно до реакції взяти шість молекул KOH . Відповідно шість іонів гідрогену, які містять молекули гідроксиду калію, утворюють три молекули води:



Для перевірки знайдених коефіцієнтів досить обчислити число атомів Оксигену у лівій та правій частинах рівняння. Ліворуч речовини містять $6 + 3 + 6 = 15$ атомів Оксигену, праворуч $12 + 3 = 15$ атомів Оксигену. Перепишують рівняння окисно-відновної реакції в іонній формі:



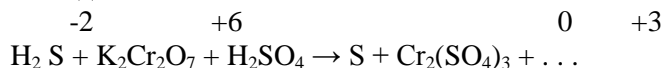
Після скорочення однакових іонів у лівій та правій частинах рівняння, одержують скорочене іонне рівняння окиснювально-відновного процесу:



Іонно-електронний метод (метод напівреакцій) використовують для складання рівнянь окисно-відновних реакцій, які перебігають у розчинах електролітів. Згідно з іонно-електронним методом враховують взаємодію іонів, які реально існують у розчині. За цим методом процеси окиснення та відновлення речовин розглядають окремо і записують їх у вигляді іонних напівреакцій.

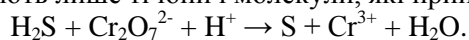
При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій за іонно-електронним методом слід дотриматися певних правил.

Розглянемо їх на прикладі складання рівняння взаємодії сірководню H_2S з дихроматом калію $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ у кислому середовищі. Експериментально встановлено, що внаслідок взаємодії оранжевий розчин дихромату калію стає зеленим та утворюється осад. Така зміна реакційного середовища свідчить, що дихромат-іон відновився до катіона хрому(III), а сірководень окиснився до сірки, яка утворила осад.

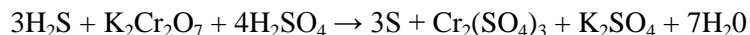
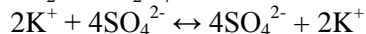
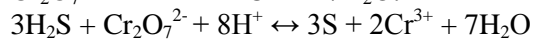
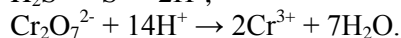
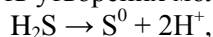


Три крапки у схемі реакції свідчать про те, що внаслідок взаємодії утворюються ще інші продукти реакції, які не приймають участь у окисно-відновному процесі.

У даній реакції відновником є сірководень, атом Сульфуру якого віддає два електрони і збільшує ступінь окиснення від -2 до 0, а окисником - дихромат калію, атом Хрому якого приймає три електрони і зменшує ступінь окиснення від +6 до +3. Складають іонну схему реакції, в якій записують лише ті іони і молекули, які приймають участь у окисно-відновному процесі:

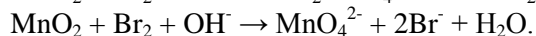
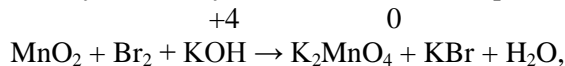


Дотримуючись закону збереження маси речовин, складають рівняння напівреакцій окиснення відновника та відновлення окисника таким чином, щоб число атомів кожного елемента у лівій і правій частинах рівняння було однаковим. Тобто, за допомогою коефіцієнтів урівнюють число атомів усіх, крім Оксигену, елементів у лівій і правій частинах рівняння реакції. Потім урівнюють число атомів Оксигену у лівій та правій частинах напівреакції. Якщо реакція перебігає у кислому середовищі, то надлишкові атоми Оксигену зв'язують іонами гідрогену. До тієї частини напівреакції, яка містить більше атомів Оксигену, додають катіони гідрогену. На кожний надлишковий атом Оксигену додають два іони гідрогену, а у протилежну частину рівняння реакції записують відповідну кількість утворених молекул H_2O :



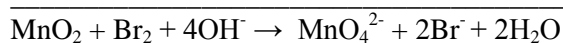
Якщо окисно-відновна реакція відбувається у лужному або нейтральному середовищах, то надлишкові атоми Оксигену у лівій або правій частинах напівреакції зв'язують молекулами води, додаючи на кожний надлишковий атом Оксигену молекулу H_2O , а у протилежну частину напівреакції записують вдвічі більше гідроксид-іонів OH^- . Наприклад, при взаємодії діоксиду мангану з бромом у лужному середовищі забарвлення розчину із оранжевого стає зеленим і зникає темно-коричневий осад. Це свідчить про відновлення бромом (оранжеве забарвлення) до бромід-іонів (безбарвний розчин) і про утворення сполуки манганат-іона, яка зумовлює появу зеленого забарвлення розчину.

Записують схему окисно-відновного процесу в молекулярному та іонному вигляді:

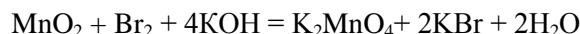
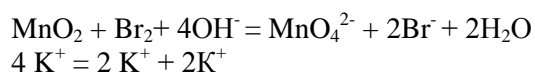


У даній реакції змінюють ступені окиснення Манган від +4 до +6 та Бром від 0 до -1. Тому відновником є MnO_2 , а окисником - Br_2 .

Записують рівняння напівреакцій окиснення відновника та відновлення окисника:



У першій напівреакції оксид мангану(IV) MnO_2 містить лише два атоми Оксигену, а продукт реакції MnO_4^{2-} - чотири. Тому у праву частину напівреакції додають дві молекули H_2O , а ліворуч записують чотири гідроксид-іони OH^- . На основі іонного молекулярне рівняння реакції записують так:



II. Порядок та методика виконання завдань.

Дослід № 1. Окислювальні властивості дихромату калію

У дві пробірки взяти по 2 – 3 краплі розчину дихромату калію, додати по 3 – 4 краплі розчину сульфатної кислоти. У першу пробірку додати щіпку сульфиту натрію, у другу – декілька кристалів нітриту натрію. Відмітити зміну кольору розчинів. Написати рівняння реакцій, скласти схему електронного балансу до кожної з них, підібрати коефіцієнти.

Дослід № 2. Вплив середовища на окисно-відновні процеси

У три пробірки помістити по 3 – 4 краплі розчину KMnO_4 . У першу додати 1 краплю розчину H_2SO_4 , у другу 3 – 4 краплі дистильованої води, в третю – 2 – 3 краплі розчину NaOH . Чи змінився при цьому колір розчину KMnO_4 ? Далі у кожен пробірку додати щіпку порошку сульфиту натрію. Що відбувається? Написати рівняння реакцій, скласти схему електронного балансу до кожної з них, підібрати коефіцієнти.

Дослід №3. Окисно-відновні реакції диспропорціонування

У пробірку взяти 5 – 6 крапель 10% розчину H_2O_2 і закрити корком або ватним тампоном. За допомогою тліючої скіпки показати, що пероксид водню в цих умовах не розкладається. Далі внести у пробірку трохи (2 – 3 крихти) діоксиду марганцю (MnO_2 , каталізатор розкладу пероксиду водню). Знову внести у пробірку тліючу скіпку. Чому скіпка спалахнула? Написати рівняння реакцій, скласти схему електронного балансу до кожної з них, підібрати коефіцієнти. Що є окисником і що є відновником у цьому процесі?

Дослід №4. Окислювальні властивості галогенів. Налити у пробірку 4 – 5 крапель розчину сульфиду натрію і додати 3 – 4 краплі йодної води (водний розчин йоду). Чому знебарвився розчин йоду та випав осад сірки? Написати рівняння реакцій, скласти схему електронного балансу до кожної з них, підібрати коефіцієнти.

Оформлення та порядок подання звіту лабораторної роботи:

Після виконання лабораторної роботи необхідно:

1. В досліді 1 записати спостереження. Написати рівняння реакцій, скласти схему електронного балансу до кожної з них, підібрати коефіцієнти.
2. В досліді 2 вказати зміни кольору реакційної суміші. Написати рівняння реакцій, скласти схему електронного балансу до кожної з них, підібрати коефіцієнти. Зробити висновок про вплив природи середовища на протікання окисно-відновних процесів.
3. В досліді 3 визначити роль каталізатора в окисно-відновних реакціях. Написати рівняння реакцій, скласти схему електронного балансу до кожної з них, підібрати коефіцієнти. Вказати окисник і відновник у цьому процесі.
4. В досліді 4 зробити висновок щодо окислювальних властивостей галогенів. Написати рівняння реакцій, скласти схему електронного балансу до кожної з них, підібрати

коефіцієнти.

5. Виконана і оформлена лабораторна робота подається здобувачем вищої освіти викладачу на перевірку.

Список рекомендованої літератури:

1. Яворський В.Т. Неорганічна хімія. Львів: Видавництво Львівської політехніки. - 2012. – с. 114-128.
2. Карнаухов О.І., Копілевич В.А., Мельничук Д.О., Слободяник Е.С., Скляр С.І., Косматий В.С., Чеботько К.О. Загальна хімія. Підручник для здобувачів вищої освіти вищих навчальних закладів. - За ред. В.А. Копілевича. - К.: Фенікс, 2005. – с. 147-162.
3. Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії.– К.: Каравела. - 2003. – с. 122-134.

Лабораторна робота № 6

Метали головних підгруп I та II груп

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

Теоретичні відомості які слід освоїти.

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.

Практична частина.

Прилади та реактиви: металічний натрій, кальцій і калій, стружка металічного магнію, фенолфталеїн, гідрокарбонат натрію, карбонат натрію, сульфатна кислота, попіл, хлоридна кислота (розв.), оцтова кислота (розв.), мармур, насичені розчини хлоридів натрію та калію, мідна дротинка, розчини: хлориду магнію, хлориду кальцію, хлориду барію, гідроксиду амонію, сульфиду натрію, нітратної кислоти, сульфату міді, гідроксиду натрію, йодиду калію, тіосульфату натрію, гексанітрокобальтат (III) натрію, кристалізатор, спиртівка, скляна паличка, фільтри, лійки, фарфорова чашка, тигельний тримач, фарфоровий тигель, залізна дротинка, сухі пробірки, універсальний індикатор, захисні окуляри.

Дослід 1. Окислення і горіння натрію.

Маленький шматочок натрію розрізати ножом і спостерігати як він потьмяніє.
відбувається? Написати

Що
рівняння
реакції.

Такої ж величини шматочок натрію покласти у фарфоровий тигель і нагрівати тигель до самозаймання металу. Написати рівняння реакції.

Які продукти утворюються, якщо спалити калій?

Який з лужних металів найлегше окислюється?

Дослід 2. Взаємодія лужних металів з водою (за склом у витяжній шафі).

У невеликий кристалізатор налити до половини води. Взяти пінцетом з банки, наповненої гасом, кусочок металічного натрію і покласти на фільтрувальний папір. Відрізати ножом маленький кусочок натрію розміром з сірникову головку і кинути у воду. Метал активно реагує з водою (треба бути обережним). Написати рівняння реакції.

До розчину додати кілька крапель фенолфталеїну. Як змінюється колір розчину? Описати спостереження.

Дослід 3. Термічне розкладання підрокарбонату натрію.

У дві сухі пробірки внести по кілька кристаликів NaHCO_3 , в одній з пробірок кристалики злегка прожарити і дати пробірці охолонути. Потім в кожну пробірку налити по 2 мл води, додати по одній краплі фенолфталеїну і спостерігати різницю забарвлень розчинів у пробірках. Пояснити дослід на основі гідролізу солей. Написати рівняння реакцій в молекулярній і йонній формі.

Дослід 4. Виявлення сполук лужних металів за забарвленням полум'я.

В полум'ї спиртівки кілька разів прожарити залізну дротинку. Охолоджений дріт опустити в насичений розчин хлориду калію і внести у полум'я. Спостерігати зміну забарвлення полум'я на фіолетове.

Залізну дротинку промити хлоридною кислотою і сполоснути дистильованою водою. Дріт прожарити кілька разів у полум'я і опустити в насичений розчин хлориду натрію. Після цього знову внести в полум'я. Спостерігати появу жовтого забарвлення полум'я.

Дослід 5. Виявлення йонів калію і карбонату калію в попелі спалених рослин.

У фарфорову чашку налити 20-25мл води і всипати 10-15г попелу. Суміш нагріти до кипіння, відфільтрувати і розлити фільтрат у дві пробірки. В одну додати 3-4 мл розведеної хлоридної кислоти. Про що свідчить утворення бульбашок газу?

Фільтрат другої пробірки вилити у фарфоровий тигель, випарити і прожарити на полум'ї пальника до згорання органічних речовин. Потім залишок у тиглі розчинити в 1-2 мл води, підкислити оцтовою кислотою до кислої реакції і відфільтрувати. Фільтрат зібрати в пробірку і виявити йони калію якісною реакцією з гексанітрокобальтатом (Ш) натрію. Написати рівняння реакцій.

Дослід 6. Окислення магнію і кальцію (груповий дослід).

Металічними щипцями внести в полум'я пальника почергово шматочок магнію і кальцію. Що відбувається? Написати рівняння реакцій. Описати властивості одержаних оксидів.

Дослід 7. Одержання і властивості гідроксиду магнію.

а) У дві пробірки налити по 1мл розчину хлориду магнію. В одну додати 8-10 крапель розчину луку NaOH в другу — 8-10 крапель концентрованого розчину гідроксиду амонію. Що спостерігається? Написати рівняння реакцій.

б) до одержаних осадів долити в одну пробірку розчин хлоридної кислоти до повного розчинення, а в другу — краплями насичений розчин хлориду амонію. Написати рівняння реакцій. Пояснити причину розчинення і вплив солей амонію на хімічну рівновагу.

в) розділити вміст другої пробірки і до одної частини краплями додавати розчин гідроксиду амонію. Що відбувається? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 8. Добування основного карбонату і гідрокарбонату магнію.

У пробірку взяти 2-3 мл розведеного розчину сульфату магнію і долити до нього кілька крапель розчину соди. Спостерігати утворення білого осаду основного карбонату магнію. Написати рівняння реакцій.

Дослід 9. Гідроліз солей магнію.

В пробірку налити 0,5 мл розчину солі сульфату магнію або хлориду магнію. Реакцію розчину перевірити лакмусовим папером. Підігріти розчин і перевірити реакцію розчину. Написати рівняння реакцій гідролізу. Як зміниться ступінь гідролізу при нагріванні розчину?

Висновок: _____

Контрольні питання.

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?

3. Як лужні метали реагують з водою, воднем та азотом? Які 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.

7. Взаємодія s-елементів II групи з водою, розведеною азотною кислотою. Як змінюється хімічна активність металів в ряду Be - Mg - Ca - Sr - Ba?

Лабораторна робота № 7

Карбон, силіцій

Мета: дослідження властивостей карбону, силіцію та їх сполук.

Теоретичні відомості які слід опрацювати.

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. Оксид силіцію(IV), кремнієві (силікатні) кислоти, їх будова, властивості. Властивості силікатів, їх застосування. Цемент.

Практична частина.

Прилади і реактиви: деревне вугілля, гранули цинку, стрічка магнію, тверді речовини (нітрат калію, оксид купруму (III), мармур, карбонат натрію, карбонат кальцію, гідрокарбонат амонію, основний карбонат купруму (II), йодид калію, карбонат барію); розчини (хлорид кальцію, хлорид барію, нітрат плюмбуму, карбонат натрію, йодид калію, силікат натрію, гідроксид натрію, вапняна вода); розведена (1:1) і конц. хлоридна кислота, розведена і конц. сульфатна кислота; індикатори: фенолфталеїн, метиловий оранжевий, червоний лакмусовий папірець, газовідвідна трубкою, сухі пробірки, скляний циліндр (250мл), металеві щипці, скляна паличка, дерев'яна сипка, фарфорова ступка з товкачиком.

Дослід 1. Окислення деревного вугілля.

В суху пробірку насипати близько 1г нітрату калію або нітрату натрію, закріпити в лапці штативу і нагріти до розплавлення. Одночасно в металічних щипцях розжарити кусочок деревного вугілля. Коли розплав „закипить“ кинути до нього розжарену вуглинку. Що відбувається? Написати рівняння реакції.

Дослід 2. Добування солей карбонатної кислоти.

Налити в три пробірки по 1-2 мл розчину солей хлориду кальцію, хлориду барію і додати до них розчин кальцинованої соди. Написати рівняння реакцій і описати осади (колір, вигляд).

Дослід 3. Взаємодія солей карбонатної кислоти з кислотами.

В пробірки з кристалами карбонату натрію та кальцію прилити невелику кількість розчину хлоридної або сульфатної кислоти. Що спостерігається? Написати рівняння реакції.

Дослід 4. Добування гідрогелю метасилікатної кислоти.

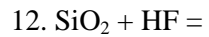
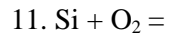
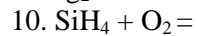
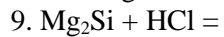
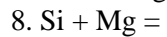
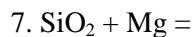
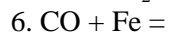
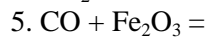
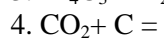
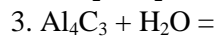
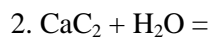
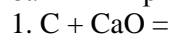
В пробірку налити 2-3 мл розчину силікату натрію і долити 1-2 мл хлоридної кислоти (1:1). Добре перемішати скляною паличкою. Через деякий час утворюються драгли (гель) метасилікатної кислоти. Написати рівняння реакції.

Дослід 5. До розчинів солей купруму(II), феруму(II), ніколу(II), кобальту(II) додайте невелику кількість силікату натрію. Поясніть явища, що відбуваються.

Висновок:

Контрольні питання.

Закінчити рівняння реакцій:



Лабораторна робота № 8

Нітроген, фосфор

Мета: дослідження властивостей р-елементів V групи.

Теоретичні відомості які слід опрацювати.

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, нітрити. Азотна (нітратна) кислота, особливості її будови, добування, властивості, взаємодія з металами. Нітрати 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.

Практична частина.

Прилади та реактиви: розчин крохмалю, хлорид амонію, гідроксид кальцію, фенолфталеїн, хлоридна кислота (конц.), гідроксид амонію (конц.), нітратна кислота (конц.), гідроксид натрію, універсальний індикатор, мідь, нітратна кислота (1:3), йодид калію, сульфатна кислота (розв.), нітрит натрію або нітрит калію, сульфат феруму (II), нітрат натрію, сульфатна кислота (конц.), ортофосфат кальцію, нітрат аргентуму, молібденова рідина, ортофосфатна кислота, хлорид кальцію, дигідрофосфат натрію, гідрофосфат натрію, хлорид магнію, дихромат калію, ступка з товкачем, газовідвідна трубка, спиртівка, кристалізатор.

Дослід 2. Добування амонійних солей.

а) Налити на дно пробірки 3-4 краплини конц. розчину хлоридної кислоти і змочити нею стінки. Внести в пробірку скляну паличку, змочену конц. розчином гідроксиду амонію. Що спостерігається? Написати рівняння реакції.

б) На клаптик паперу темного кольору поставити фарфорову чашку з кількома краплями конц. розчину аміаку. В хімічний стакан налити 2-3 краплини конц. розчину нітратної кислоти, змочити нею стінки стакана, а надлишок кислоти вилити. Накрити чашку стаканом. Що спостерігається? Написати рівняння реакції.

Дослід 3. Возгонка хлориду амонію.

Насипати на дно сухої пробірки, похило закріпленої в штативі, 3-4 кристалики хлориду амонію і нагріти, не прогріваючи всю пробірку. Через деякий час на холодних стінках пробірки утворюються білі кристали хлориду амонію, а на дні залишаються тільки домішки солі. Написати рівняння реакції і пояснити, як впливає температура на солі амонію.

Дослід 4. Добування оксиду нітрогену (IV) (проводити у витяжній шафі).

Зібрати прилад з пробірки, газовідвідної трубки, зануреної у вертикально стоячу пробірку.

В пробірку покласти трохи мідних ошурок, долити концентровану нітратну кислоту, закрити пробірку корком з газовідвідною трубкою. Спостерігати, як через деякий час буде виділятися газ бурого кольору. Витискуючи повітря, він збиратиметься у пробірці.

Написати рівняння реакції, вказати окисник і відновник. Розставити коефіцієнти електронним та йонно-електронним методом.

Дослід 5. Відновлення нітриту натрію

Налити в пробірку 0,5-1 мл йодиду калію. Для підкислення додати 1-2 мл розведеної сірчаної кислоти. До суміші краплями додавати розчин нітриту натрію. Описати, що спостерігається. Вільний йод виявити розчином свіжоприготовленого крохмалю. Написати рівняння електронним та йонно-електронним методом. Вказати відновник та окисник.

Контрольні питання.

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, окиснювачів та відновників: а) NO, б) NO₂.

5. Поясніть різницю властивостей азотної та фосфорної кислот на основі уявлень про хімічний зв'язок у цих сполуках.

Лабораторна робота № 8

Якісні реакції катіонів I – II (A) аналітичних груп

Мета: освоїти якісний аналіз катіонів I – II(A) аналітичних груп, навчитися виявляти катіони груповими та специфічними реактивами, формувати навички хімічного експерименту.

Інформаційна частина

АНАЛІЗ КАТІОНІВ

Аміачно-фосфатний метод аналізу катіонів. Перша аналітична група катіонів (NH_4^+ , Na^+ , K^+)

Аміачно-фосфатний метод аналізу в методичному плані має ряд переваг :

- не потрібно використовувати отруйний і погано пахучий сірководень;
- відсутність PO_4^{3-} у вихідній суміші (якщо PO_4^{3-} присутній, в нейтральному і лужному середовищі він утворює осад з багатозарядними катіонами);
- відмічається висока точність і експресність методу.

Загальна характеристика катіонів I аналітичної групи

Особливістю катіонів I аналітичної групи є розчинність у воді більшості їх сполук. Так, наприклад, добре розчинні: фосфати, хлориди, нітрати, сульфати, карбонати, гідроксиди і ін.

Тому катіони I аналітичної групи не можуть бути одночасно осаджені за допомогою якогось одного реактиву, тобто вони не мають групового реагенту, що відрізняє I групу катіонів від усіх інших груп.

Характерні реакції йону NH_4^+ .

1) **Їдкі луги NaOH, KOH** Реакція високочутлива, специфічна, мінімальна концентрація $c = 1 : 5\,000\,000$.

Умови виконання реакції:

- реакція проводиться при нагріванні.

Хід виконання реакції : До 2 – 3 крапель солі амонію (NH_4Cl , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ і ін.), додають 3 – 4 краплі лугу NaOH або KOH і нагріють на водяній бані. За запахом аміаку NH_3 можна виявити NH_4^+ - йон, але краще використовувати лакмусовий папір, змочений дистильованою водою. Смужку лакмусового паперу тримають в парах над пробіркою, не торкаючись стінок пробірки. При забарвленні лакмусового паперу в синій колір (а фенолфталеїнового – в рожевий) – роблять висновок про наявність NH_4^+ , бо газоподібний аміак взаємодіє з водою і створює лужне середовище.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

2) **Реактив Несслера - $\text{K}_2[\text{HgJ}_4] + \text{KOH}$.** Реакція високочутлива (мінімальна концентрація $c = 1 : 10\,000\,000$), застосовується для відкриття слідових кількостей NH_4^+ , особливо при аналізі питної води на наявність NH_4^+ .

Умови виконання реакції :

- мала концентрація (або надлишок реактиву Несслера);

- відсутність багатозарядних катіонів, наприклад: Fe^{3+} , Co^{2+} , Mn^{2+} , Fe^{2+} , Cu^{2+} та ін., що утворюють забарвлені осад з лугами.

Хід виконання реакції : До 1 – 2 крапель розбавленого розчину солі амонію (NH_4Cl , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ та ін.) додають 2 – 3 краплі реактиву Несслера.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Характерні реакції йону K^+

1) **Гексанітрокобальтат (III) натрію $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$** Реакція достатньо чутлива (мінімальна концентрація $c = 1 : 13\,000$). *Умови виконання реакції :* $\text{pH} = 4 - 7$; відсутність NH_4^+ .

Хід виконання реакції : До 2–3 крапель розчину солі K^+ (KCl , KNO_3 , K_2SO_4 та ін.), додають 3 краплі реагенту $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$.

РІВНЯННЯ	
-----------------	--

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
------------------------	--

2) *Гідротартрат натрію $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$* . Реакція малочутлива (мінімальна концентрація $c = 1 : 1000$).

Умови виконання реакції : рН = 4 – 7; відсутність NH_4^+ ; охолодження; створення центрів кристалізації (потиранням паличкою); достатня концентрація йонів K^+ і реагенту.

Хід виконання реакції : До 4 – 5 крапель розчину солі K^+ додають таку ж кількість реагенту $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$, потирають скляною паличкою стінки пробірки при охолодженні (пробірку тримають під струменем холодної води). Утворюється білий кристалічний осад.

РІВНЯННЯ	
-----------------	--

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
------------------------	--

Характерні реакції йону Na^+

1) *Гексагідроксостибіат калію $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$* . Реакція не досить чутлива (мінімальна концентрація $c=1:3300$).

Умови виконання реакції : рН = 7; відсутність йонів NH_4^+ ; охолодження; створення центрів кристалізації (потиранням паличкою); достатня концентрація йонів Na^+ і реагенту.

Хід виконання реакції : До 3 – 5 крапель нейтрального, або слабколужного розчину, що досліджується, додають 2 – 3 краплі розчину $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ і потирають стінки пробірки скляною паличкою при охолодженні. Випадання білого кристалічного осаду свідчить про наявність йонів Na^+ .

РІВНЯННЯ	
-----------------	--

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
------------------------	--

Друга аналітична група катіонів (Ca^{2+} , Ba^{2+} , Mg^{2+} , Mn^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Al^{3+})

Дія групового реагенту на катіони II групи

Груповим реагентом на II аналітичну групу катіонів є $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ в присутності NH_4OH . При рН \approx 9 ($\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$) йони Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Al^{3+} осаджуються груповим реагентом у вигляді середніх солей, а йони Mg^{2+} , Mn^{2+} - у вигляді подвійних солей: MgNH_4PO_4 , MnNH_4PO_4

На відміну від фосфатів III аналітичної групи, всі одержані осадки не розчиняються в надлишку NH_4OH . По розчинності фосфатів в оцтовій кислоті, катіони II аналітичної групи підрозділяють на дві підгрупи:

фосфати II-A – підгрупи катіонів (Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Mg^{2+} , Mn^{2+} , Fe^{2+}) – розчинні в оцтовій кислоті.

фосфати II-B – підгрупи катіонів (Fe^{3+} , Al^{3+}) – не розчинні в оцтовій кислоті.

Фосфати обох підгруп розчиняються в мінеральних кислотах.

Фосфат алюмінію, завдяки амфотерності Al, розчиняється в лугах:

Хід виконання реакції.

До 10-12 крапель розчину $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ додати 4-6 крапель NH_4OH , 10-12 крапель NH_4Cl і 10-12 крапель розчину солі відповідного катіону. Випадає осад. Перевірити розчинність одержаного осаду в NH_4OH , HCl , CH_3COOH і NaOH . Для цього осад розділити на 5 пробірок і в кожену із чотирьох додати відповідний розчинник.

Написати рівняння реакцій в молекулярному, йонному та скороченому йонному вигляді, а також свої спостереження.

Mg^{2+}	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Mg^{2+}	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Mg^{2+}	РІВНЯННЯ	

	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Mg ²⁺	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Mg ²⁺	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Ca ²⁺	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Ca ²⁺	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Ca ²⁺	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Ca ²⁺	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Ca ²⁺	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Ba ²⁺	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Ba ²⁺	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Ba ²⁺	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Ba ²⁺	РІВНЯННЯ	

	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Ba ²⁺	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Характерні реакції йону Mg²⁺

Гідрофосфат амонію (NH₄)₂HPO₄ при pH≈9 (NH₄OH + NH₄Cl), тобто якісною реакцією на Mg²⁺ є дія групового реагенту:

Хід виконання реакції

Див. дію групового реагенту на катіони II групи.

Mg²⁺ відкривають в останню чергу, при відсутності всіх інших катіонів підгрупи II - А.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Характерні реакції йону Ca²⁺

1) Сірчана кислота або розчинні сульфати

Осад CaSO₄ добре розчиняється в концентрованому розчині (NH₄)₂SO₄ внаслідок утворення комплексної солі

Ця властивість Ca²⁺ використовується для видалення і визначення Sr²⁺ у вигляді SrSO₄.

Хід виконання реакції.

До 3-4 крапель концентрованого розчину солі Ca²⁺ додати 1-2 краплі Na₂SO₄. Звернути увагу на одержаний осад і записати свої спостереження.

При розділенні і відкритті йонів Ba²⁺, Ca²⁺, Sr²⁺ використовують властивості розчинів солей Ca²⁺ не утворювати каламуті з гіпсовою водою (насичений водний розчин CaSO₄) на відміну від Ba²⁺ і Sr²⁺.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

2) Оксалат амонію (NH₄)₂C₂O₄

Осад добре розчиняється у мінеральних кислотах, але не розчиняється у оцтовій кислоті

Хід виконання реакції.

До 3-4 крапель розчину солі Ca²⁺ додати 1-2 краплі розчину оксалату амонію, нагріти. Перевірити розчинність осаду в мінеральних кислотах та оцтовій кислоті.

Заважають визначенню Ca²⁺ наявність Mn²⁺, Ba²⁺ і Sr²⁺, які дають з оксалатом амонію такі ж самі осад.

Цю реакцію використовують при визначенні Ca²⁺ в присутності катіонів I групи.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Характерні реакції йону Ba²⁺

1) H₂SO₄ і її розчинні солі

Осад не розчиняється ні в сильних, ні в слабких кислотах, ні в лугах.

Хід виконання реакції.

До 2-3 крапель розчину солі Ba²⁺ додати 1-2 краплі розчину Na₂SO₄ Одержаний осад розділити на 2 пробірки і перевірити розчинність в HCl і CH₃COOH.

Наявність Ca²⁺, Sr²⁺ заважають визначенню Ba²⁺, тому що вони також утворюють з розчинними сульфатами білі осад.

Насичений розчин (NH₄)₂SO₄ осаджує Ba²⁺, Sr²⁺, але не осаджує Ca²⁺, тому що утворюється розчинна сполука (NH₄)₂[Ca(SO₄)₂].

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ	

ЕФЕКТ	
--------------	--

2) Гіпсова вода (насичений розчин CaSO_4) на холоді із розчинів солей Ba^{2+} осаджує білий осад BaSO_4 .

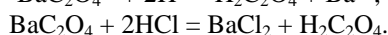
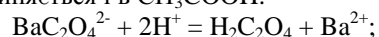
Виконання реакції.

До 3-4 крапель розчину солі Ba^{2+} додати 3-4 краплі гіпсової води. Звернути увагу на осад, який зразу випадає. Ca^{2+} не заважає проходженню реакції, тому що не утворює осаду з гіпсовою водою, а Sr^{2+} утворює незначну каламуть і то лише при нагріванні.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

3) Оксалат амонію $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ Чутливість реакції невисока (мінімальна концентрація 1:2000):

Осад розчиняється в мінеральних кислотах (HCl , HNO_3), не розчиняється в холодному 2н. розчині CH_3COOH , а при сильному нагріванні розчиняється і в CH_3COOH :



Хід виконання реакції.

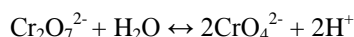
До 5-6 крапель розчину солі Ba^{2+} додати 2-3 краплі розчину $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$. Одержаний осад розділити на 2 пробірки і перевірити розчинність в HCl , холодній CH_3COOH і при кипінні.

Визначенню Ba^{2+} заважають йони Ca^{2+} і Mn^{2+} .

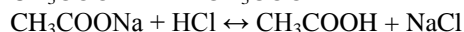
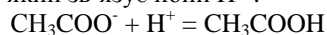
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

4) Дихромат калію $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

BaCrO_4 добре розчиняється в мінеральних кислотах і не розчиняється в оцтовій кислоті. Осад випадає у вигляді BaCrO_4 , а не BaCr_2O_7 . Це пояснюється тим, що у водних розчинах хроматів і дихроматів існує рівновага:



При підвищенні концентрації йонів H^+ рівновага зміщується в сторону $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$. Але BaCrO_4 настільки погано розчиняється, що концентрація CrO_4^{2-} в оцтовокисному середовищі достатня для його осадження. Для повноти осадження BaCrO_4 необхідно зменшити концентрацію йонів H^+ . Для цього додають розчин ацетату натрію, який зв'яже йони H^+ :



Таким чином, замість сильної кислоти утворюється слабка оцтова кислота, в якій BaCrO_4 не розчиняється.

Хід виконання реакції.

До 3-4 крапель розчину солі Ba^{2+} додати 1 краплю CH_3COONa і 2-3 краплі $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Одержаний осад розділити на дві пробірки і перевірити розчинність в HCl (HNO_3) і CH_3COOH .

Йони Sr^{2+} і Ca^{2+} не заважають визначенню Ba^{2+}

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Висновок: _____

Лабораторна робота № 10

Якісні реакції катіонів II(A,B) – III аналітичних груп

Мета: освоїти якісний аналіз катіонів II(A,B) – III аналітичних груп, навчитися виявляти катіони груповими та специфічними реактивами, формувати навички хімічного експерименту.

(продовження)

фосфати II-A – підгрупи катіонів (Mn^{2+} , Fe^{2+}) – розчинні в оцтовій кислоті.

фосфати II-B – підгрупи катіонів (Fe^{3+} , Al^{3+}) – не розчинні в оцтовій кислоті.

Фосфати обох підгруп розчиняються в мінеральних кислотах.

Фосфат алюмінію, завдяки амфотерності Al, розчиняється в лугах:

Хід виконання реакції.

Fe^{2+}	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Fe^{2+}	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Fe^{2+}	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Fe^{2+}	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Fe^{2+}	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Fe^{3+}	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Fe^{3+}	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Fe^{3+}	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Fe^{3+}	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Fe ³⁺	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Mn ²⁺	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Mn ²⁺	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Mn ²⁺	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Mn ²⁺	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Mn ²⁺	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Al ³⁺	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Al ³⁺	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Al ³⁺	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Al ³⁺	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Al ³⁺	РІВНЯННЯ	
	ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Характерні реакції йону Mn^{2+}

Йон Mn^{2+} в кислому середовищі досить легко окиснюється до йона MnO_4^- сильними окисниками, такими як $NaBiO_3$, PbO_2 , $(NH_4)_2S_2O_8$ та інші. Процес окиснення супроводжується зміною кольору розчину. Майже безбарвні розчини солей Mn^{2+} , окиснюючись до MnO_4^- забарвлюються в малиново-фіолетовий колір.

1) Вісмутат натрію $NaBiO_3$

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

2) Диоксид свинцю PbO_2

Хід виконання реакції.

До 1 краплі розчину солі Mn^{2+} ($Mn(NO_3)_2$ або $MnSO_4$) додати трошки порошку PbO_2 і 10-15 крапель концентрованої HNO_3 . Суміш збвтати і нагріти до кипіння, прокип'ятити 1-2 хвилини. Після охолодження додати 5-6 крапель води. Наявність малиново-фіолетового кольору розчину свідчить про те, що в розчині були йони Mn^{2+} .

На відміну від попередньої реакції потрібно користуватися концентрованою HNO_3 і суміш підігрівати до кипіння. Інші умови ті ж самі.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

3) Пероксид водню H_2O_2

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Характерні реакції йону Fe^{2+}

1) Гексаціаноферат (III) калію $K_3[Fe(CN)_6]$ - червона кров'яна сіль Реакція специфічна:

Осад не розчиняється в кислотах, але розкладається лугами. При цьому утворюється гідроксид заліза

(II):

Хід виконання реакції.

До 2-3 крапель розчину солі заліза (II) додати 1 краплю 2н. HCl і 1-2 краплі розчину $K_3[Fe(CN)_6]$. Спостерігати утворення темно-синього осаду.

Перевірити дію лугів на осад.

Fe^{3+} з $K_3[Fe(CN)_6]$ не дає темно-синього осаду, тому не заважає відкриттю Fe^{2+} . Присутність окисників, які окиснюють Fe^{2+} в Fe^{3+} або відновників, які відновлюють $K_3[Fe(CN)_6]$ в $K_4[Fe(CN)_6]$ заважають реакції, тому що Fe^{2+} з $K_4[Fe(CN)_6]$ дає білий осад $Fe_2[Fe(CN)_6]$, який окиснюється киснем повітря в $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$ і $Fe(OH)_3$.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Характерні реакції йону Fe^{3+}

1) Гексаціаноферат (II) калію $K_4[Fe(CN)_6]$ - жовта кров'яна сіль Реакція специфічна і дуже чутлива (мінімальна концентрація $1:1 \cdot 10^6$)

Осад не розчиняється в кислотах, але розкладається лугами. При цьому утворюється гідроксид заліза (III)

Хід виконання реакції.

До 2-3 крапель розчинної солі заліза (III) додати 1 краплю 2н. HCl і 1-2 краплі розчину $K_4[Fe(CN)_6]$. Випадає темно-синій осад. Перевірити дію лугів на осад.

Осадженню заважає надлишок $K_4[Fe(CN)_6]$, який частково розчиняє берлінську лазур, переводить її в колоїдний розчин.

Проведенню реакції заважають окисники, які окиснюють $K_4[Fe(CN)_6]$ до $K_3[Fe(CN)_6]$ і відновники, які відновлюють Fe^{3+} до Fe^{2+} . В присутності оксалатів осад не випадає, а з'являється тільки синє забарвлення.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

2) Роданід амонію (калію) NH_4SCN або $KSCN$

$Fe(SCN)_3$ є одним із продуктів комплексоутворення, насправді утворюється ряд забарвлених комплексних йонів: $[Fe(SCN)]^{2+}$, $[Fe(SCN)_2]^+$, $[Fe(SCN)_3]$, $[Fe(SCN)_4]^{1-}$, $[Fe(SCN)_6]^{3-}$, $[Fe(SCN)_5]^{2-}$.

Реакція дуже чутлива, особливо в присутності органічних розчинників, наприклад, ізоамілового спирту.

Хід виконання реакції.

До 2-3 крапель розчину солі заліза (III) додати 1 краплю 2н. HCl і 2-3 краплі NH_4SCN або $KSCN$. З'являється криваво-червоне забарвлення розчину.

Реакції заважають фториди, фосфати, тартрати і оксалати, які зв'язують Fe^{3+} в комплекс. Заважають йони Co^{2+} , які утворюють з NH_4SCN міцні комплекси, а також окисники ($KMnO_4$, KNO_3 , H_2O_2 та інші), що руйнують роданід-йон.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

3) Ацетат натрію CH_3COONa

При розбавленні водою і підігріванні $Fe(CH_3COO)_3$ підлягає гідролізу, при цьому випадає осад основної солі ацетату заліза (III) червоно-бурого кольору

Хід виконання реакції.

До 2-3 крапель розчину солі Fe^{3+} додати 2-3 краплі ацетату натрію. Звернути увагу на колір розчину. Далі до суміші додати 10-15 крапель дистильованої води і підігріти на водяній бані. Випадає осад. Йон Fe^{3+} при нагріванні і за наявності надлишку ацетату можна повністю осадити і видалити.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Характерні реакції йону Al^{3+}

1) Луги ($NaOH$ або KOH)

В надлишку лугів $Al(OH)_3$ розчиняється з утворенням алюмінатів.

Алюмінати, як солі слабких кислот, підлягають гідролізу у водних розчинах.

Рівновага зміщується вправо або вліво в залежності від концентрації йонів H^+ і OH^- у розчині, тобто від рН розчину. Якщо до алюмінату додати сухий NH_4Cl , або його насичений розчин, то останній реагує з їдким натром: $NH_4Cl + NaOH = NaCl + NH_4OH$. При утворенні NH_4OH замість $NaOH$ рН розчину зменшується до 7-8, коли $Al(OH)_3$ робиться стійким, тобто рівновага зміщується вправо і знову випадає осад $Al(OH)_3$. Цьому сприяє підігрівання розчину.

Хід виконання реакції.

До 3-4 крапель розчину солі Al^{3+} додати 1-2 краплі 2н. розчину $NaOH$ до утворення осаду $Al(OH)_3$, а далі додати надлишок цього ж лугу до розчинення осаду. До одержаного алюмінату додати 2-3 мл дистильованої води і NH_4Cl (кристали) до утворення насиченого розчину. Суміш підігріти на водяній бані. Утворюється пластівчастий аморфний осад $Al(OH)_3$.

Заважає проходженню реакції наявність Mn^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , які з NH_4OH утворюють осад. Повинні бути відсутні винна, лимонна, щавлева кислота, гліцерин, які утворюють стійкі комплексні сполуки з Al^{3+} , типу $H_3[Al(C_4H_4O_6)_3]$, $H_3[Al(C_2O_4)_3]$ та інші.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

2) Алюмінон ($C_{22}H_{11}O_9(NH_4)_3$) Реакція дуже чутлива.

Хід виконання реакції.

До 3-5 крапель розчину солі Al^{3+} додати 2-3 краплі 2н. розчину CH_3COOH і 3-5 крапель 0,1% - ного розчину алюмінона. Суміш нагріти на водяній бані, перемішати, внести до неї 2н. розчин NH_4OH до лужної реакції (проба на лакмус) і 2-3 краплі 2н. розчину $(NH_4)_2CO_3$. Випадає осад червоного кольору.

Проведенню реакції заважають Fe^{3+} , Cu^{2+} .

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Третя аналітична група катіонів (Cu^{2+} , Zn^{2+})

Загальна характеристика групи

Більшість сполук катіонів III групи малорозчинні у воді.

Розчинні у воді хлориди, крім хлориду міді (I), нітрати, нітрити, ацетати, сульфати.

Нерозчинні у воді сульфідні, карбонати, оксалати, фосфати, арсенати, силікати, гексаціаноферати (II і III), хромати, а також йодид міді (I).

Деякі сполуки катіонів III аналітичної групи забарвлені: солі міді (II), кобальту, нікелю, всі сульфідні, за виключенням ZnS (білого кольору).

Гідроксиди не розчинні у воді. $Zn(OH)_2$ має амфотерні властивості.

Катіони III аналітичної групи є добрими комплексоутворювачами.

Дія групового реагенту на катіони Cu^{2+} , Zn^{2+}

Груповим реагентом III аналітичної групи катіонів є $(NH_4)_2HPO_4$, який при $pH < 8$ ($NH_4OH + NH_4Cl$) із розчинів солей осаджує нерозчинні фосфати.

На відміну від фосфатів катіонів II групи, фосфати III аналітичної групи добре розчиняються в надлишку гідроксиду амонію, при цьому утворюються комплексні сполуки.

Фосфат цинку, на відміну від інших фосфатів III групи катіонів, розчиняється у надлишку лугів

Хід виконання реакції.

У пробірку налити 10-12 крапель $(NH_4)_2HPO_4$, додати 4-6 крапель NH_4OH і 10-12 крапель NH_4Cl , а далі 10-12 крапель розчину солі відповідного катіону.

Перевірити розчинність утвореного осаду в NH_4OH , HCl , CH_3COOH і $NaOH$.

Для цього потрібно осад розділити на 5 пробірок, і до чотирьох пробірок з осадом додати відповідний розчинник у надлишку.

Написати рівняння реакцій у молекулярному, йонному і скороченому йонному вигляді, а також свої спостереження.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Характерні реакції йону Cu^{2+}

1) NH_4OH , який додається у невеликій кількості до розчину солі міді, осаджує основну сіль зеленуватого кольору, яка дуже легко розчиняється у надлишку реактиву. При цьому утворюється аміачна комплексна сполука міді інтенсивно синього кольору.

Завдяки великій чутливості (мінімальна концентрація, яку можна визначити 1:25000), реакція може використовуватися в ході аналізу для визначення йона Cu^{2+} :

При підкисленні розчину аміачний комплекс міді руйнується внаслідок зв'язування молекул NH_3 йонами H^+ з утворенням більш стійкого комплексу NH_4^+ , при цьому колір розчину змінюється до блакитного.

Хід виконання реакції.

До 3-4 крапель розчину солі міді поступово по краплям додавати розчин NH_4OH до утворення основної солі (осад), а далі – надлишок NH_4OH до розчинення осаду і утворення розчину комплексної сполуки інтенсивно синього кольору.

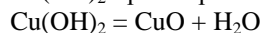
Повинні бути відсутні відновники, які відновлюють Cu^{2+} в Cu^+ в аміачному середовищі.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

2) Луги NaOH і KOH

$\text{Cu}(\text{OH})_2$ має слабо виражені амфотерні властивості, тому частково розчиняється в надлишку NaOH або KOH (особливо при нагріванні) з утворенням купритів.

$\text{Cu}(\text{OH})_2$ при нагріванні чорніє внаслідок перетворення в CuO :



В присутності деяких органічних сполук (гліцерину, винної або лимонної кислоти), що містять в молекулі гідроксильні групи, йон Cu^{2+} утворює комплексні сполуки синього кольору, які не осаджуються при дії лугів.

Хід виконання реакції.

а) До 3-4 крапель розчину солі міді додати 2-3 краплі NaOH або KOH до утворення осаду блакитного кольору.

б) До 3-4 крапель розчину солі міді додати 3-4 краплі гліцерину або винної (лимонної) кислоти і декілька крапель лугу. Опишіть свої спостереження.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

3) При дії йодиду калію KI

Хід виконання реакції.

До 3-4 крапель розчину солі міді додати 2-3 краплі KI.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Характерні реакції на Zn²⁺

1) NH₄OH

Хід виконання реакції.

До 3-4 крапель розчину солі цинку додати 2-3 краплі розчину NH₄OH до утворення білого осаду Zn(OH)₂.

Перевірити розчинність осаду в надлишку розчину NH₄OH.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

2) Луги (NaOH або KOH)

Хід виконання реакції.

До 10-12 крапель розчину солі цинку додати повільно 2-3 краплі розчину NaOH або KOH до утворення білого осаду Zn(OH)₂.

Перевірити розчинність одержаного осаду у мінеральних кислотах, оцтовій кислоті і у надлишку лугів (NaOH або KOH). Для цього одержаний осад розділити на 4 пробірки, і в кожен з трьох пробірок додати відповідний розчинник.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

3) Розчин гексаціаноферату (II) калію K₄[Fe(CN)₆]

Хід виконання реакції.

До 2-3 крапель розчину солі цинку додати 1 краплю HCl та 2-3 краплі K₄[Fe(CN)₆]. Суміш підігріти.

Перевірити розчинність осаду в лугах і в надлишку розчину $K_4[Fe(CN)_6]$.
Описати свої спостереження.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

4) Розчин гексаціаноферату (III) калію $K_3[Fe(CN)_6]$

Хід виконання реакції.

До 2-3 крапель розчину солі цинку додати 1 краплю HCl та 1-2 краплі $K_3[Fe(CN)_6]$.

Перевірити розчинність утвореного осаду в лугах і у мінеральних кислотах.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Висновок: _____

Лабораторна робота № 11

Аніони I – III аналітичних груп

Мета: освоїти якісні реакції на аніони I – III аналітичних груп, умови проведення реакцій, групові реактиви на аніони I – III аналітичних груп.

Інформаційна частина

АНІОНИ

Для студентів екологів важливо мати знання щодо визначення найбільш поширених аніонів солей, які застосовуються в сільському господарстві.

Так, аніон SO_4^{2-} входить до складу солей K_2SO_4 , $(NH_4)_2SO_4$, які використовують як мінеральні добрива. Гіпс - $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ - вносять в ґрунт для зниження його засоленості. Мідний і залізний купороси - $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ - сільськогосподарські отрути. В питній воді вміст SO_4^{2-} не повинен бути більше 60 мг/л.

Аніон CO_3^{2-} входить до складу карбонатів $MgCO_3$, $CaCO_3$ і карбонатів лужних металів, які містяться в ґрунтах. Від вмісту $CaCO_3$, $MgCO_3$ в ґрунті залежить його обмінна поглинаюча здатність, $CaCO_3$ впливає також на структуру ґрунту. Випає $CaCO_3$ і доломіт $CaCO_3 \cdot MgCO_3$ використовують для нейтралізації (вапнування) сильно кислих ґрунтів.

Аніон PO_4^{3-} міститься в ґрунті у зв'язаному і частково рухливому, тобто доступному для рослин, стані. Оскільки фосфор є макроелементом живлення рослин, недостачу його в ґрунті поповнюють фосфорними добривами, які є солями фосфорної кислоти. Фосфорит, апатит містять $Ca_3(PO_4)_2$, суперфосфат - $Ca(H_2PO_4)_2$, преципітат - $CaHPO_4$. На основі H_3PO_4 синтезують отрутохімікати.

Аніон Cl^- входить до складу поширених мінералів - $NaCl$, KCl , $MgCl_2 \cdot 6H_2O$ і ін. Рослини засвоюють Cl^- з ґрунтових розчинів. Хлорид - йони приймають участь у підтриманні фізіологічної наповненості клітин водою (осмотичний тиск).

Аніони NO_3^- і NO_2^- містять джерело макроелементу азоту, який засвоюється із ґрунтового розчину рослинами в симбіозі з мікроорганізмами.

Аніон I^- містить мікроелемент йод, що бере участь в обміні речовин і вважається незамінним.

Неорганічні і органічні кислоти і їх солі широко використовують в медицині і ветеринарії.

На розгляд виноситься вивчення найбільш поширених аніонів. Для виконання повного хімічного аналізу необхідно знати загальні і характерні реакції на аніони, вміти "відкривати" аніони. Потрібно використовувати знання, набуті при вивченні реакцій на катіони, бо для відкриття певного катіону, наприклад Ag^+ , необхідно діяти певним аніоном - Cl^- ; а в реакціях "відкриття" аніонів, наприклад SO_4^{2-} , використовують дію певного катіона - Ba^{2+} .

АНАЛІЗ АНІОНІВ. АНАЛІТИЧНА КЛАСИФІКАЦІЯ АНІОНІВ

Аналіз аніонів відрізняється від аналізу катіонів. На відміну від катіонів, де використовують систематичний аналіз, аніони "відкривають" дробними (характерними) реакціями, але спочатку встановлюють за допомогою групового реагенту, до якої групи відноситься той чи інший аніон.

Чітко встановленої аналітичної класифікації аніонів не існує. В основу поділу аніонів на групи приймається властивість аніонів утворювати нерозчинні у воді осадки з солями барію і срібла. За такою класифікацією всі аніони поділяють на три групи.

Аніони I групи (CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , PO_4^{3-}) осаджуються солями барію і срібла. Аніони II групи (Cl^- , Br^- , I^-) осаджуються тільки солями срібла в присутності HNO_3 . На відміну від аніонів II групи, аніони I групи з солями срібла утворюють осадки, які розчинні в HNO_3 . В HNO_3 також розчинні осадки, утворені аніонами I групи з солями барію. Ці властивості використовують при поділі аніонів на групи. Тому I групу аніонів осаджують $BaCl_2$ в нейтральному або слабколужному середовищі, а аніони II групи осаджують солями срібла в азотнокисному середовищі. III група аніонів (NO_3^{1-} , NO_2^{1-} , CH_3COO^-) не утворює осадків з солями барію та срібла і тому груповий реагент на III групу аніонів відсутній.

I група аніонів. Загальні реакції. Дія групового реагенту.

1) **Груповий реагент $BaCl_2$ (або $Ba(NO_3)_2$)** при дії в нейтральному або слабколужному середовищі виділяє аніони I групи у вигляді білих осадків відповідних барієвих солей. Всі осадки розчинні в соляній і азотній кислотах, крім $BaSO_4$. Осадки $Ba_3(PO_4)_2$, $BaCO_3$ розчинні в оцтовій кислоті.

Умови виконання реакцій:

Хід виконання реакцій: До 2-3 крапель розчину солей додати 2-3 краплі хлориду барію. У всіх пробірках спостерігати випадання білого осаду. Перевірити розчинність кожного із одержаних осадків в H_2SO_4 (або HCl). Спостерігати виділення газу при розчиненні $BaCO_3$.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

2) **Нітрат срібла AgNO_3** (або розчинні солі срібла - AgCH_3COO) утворює осад з усіма аніонами I групи. Осад Ag_2SO_4 утворюється лише при взаємодії концентрованих розчинів.

Осади розчинні в мінеральних і органічних кислотах, Ag_2SO_4 - помітно розчиняється у воді

Умови виконання реакцій:

Хід виконання реакцій: До 2-3 крапель розчинів натрієвих солей аніонів I групи прилити 2-3 краплі розчину AgNO_3 ; на утворені осаді подіяти розчином HNO_3 (або HCl). Спостерігати розчинення осадів.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Відкриття йонів SO_4^{2-} .

1) **Хлорид барію BaCl_2** . Характерна реакція відкриття співпадає з реакцією дії групового реагенту (див. вище).

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

2) **Розчинні солі кальцію (CaCl_2)** з аніонами SO_4^{2-} також утворюють малорозчинні у воді осад CaSO_4 малорозчинний у кислоті і нерозчинний у лугах.

РІВНЯННЯ	
-----------------	--

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
------------------------	--

Відкриття йону CO_3^{2-}

1) **Мінеральні кислоти (H_2SO_4 , HCl , HNO_3 і ін.), а також оцтова кислота CH_3COOH** розкладають карбонати з виділенням CO_2 , наявність якого визначають за баритовою або вапняною водою.

Умови виконання реакції:

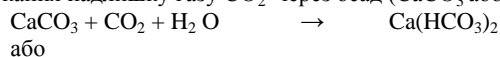
- $\text{pH} < 7$;
- \uparrow - t° , нагрівання сприяє протіканню реакції;
- обмежене пропускання газу CO_2 через баритову (вапняну) воду;
- відсутність аніонів SO_3^{2-} , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$

Хід виконання реакції:

В пробірку налити 0,5-1,0 мл розчину карбонату і підкислити його розчином 2н. кислоти (H_2SO_4 або HCl , або CH_3COOH). Швидко закрити пробірку корком з газовивідною трубкою, яка занурена в іншу пробірку з розчином баритової – $\text{Ba}(\text{OH})_2$, або вапняної води $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (мал.10). Спостерігати виділення бульбашок газу в одній пробірці і утворення білого осаду (BaCO_3 або CaCO_3).

Перевірка умов виконання реакції:

- $\text{pH} \geq 7$. В нейтральному або лужному середовищі розкладання карбонатів не відбувається;
- нагрівання підсилює протікання реакції, але більшість карбонатів розкладаються енергійно і без нагрівання;
- пропускання надлишку газу CO_2 через осад (CaCO_3 або BaCO_3) призводить до утворення розчинного гідрокарбонату:



або



- аніони SO_3^{2-} , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ заважають відкриттю CO_3^{2-} , бо розкладаються в аналогічних умовах з виділенням газу SO_2 . Тому, при відкритті CO_3^{2-} в присутності аніонів SO_3^{2-} і $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, останні повинні бути попередньо окиснені (наприклад розчином $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ або KMnO_4).

РІВНЯННЯ	
-----------------	--

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
------------------------	--

Відкриття йону PO_4^{3-}

1) **Магnezіальна суміш ($\text{MgCl}_2 + \text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$)** виділяє з розчинів фосфатів білий кристалічний осад $\text{MgNH}_4\text{HPO}_4\downarrow$.

Умови виконання реакції:

- $\text{pH} = 8 - 9$;
- відсутність SiO_3^{2-} ;
- незначний надлишок NH_4Cl для запобігання осадження $\text{Mg}(\text{OH})_2$;

Хід виконання реакції:

Помістити в пробірку по 2 – 3 краплі розчинів MgCl_2 і NH_4Cl , додати до одержаної суміші 2 – 3 краплі розчину Na_2HPO_4 (або $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, або будь – якого розчинного фосфату). Перемішати суміш в пробірці скляною паличкою і додати розчин NH_4OH (до лужної реакції). Випадає білий кристалічний осад MgNH_4PO_4 .

Перевірка умов виконання реакції:

- $\text{pH} < 7$ (кисле середовище). Осад MgNH_4PO_4 розчинний в кислотах, тому в кислому середовищі не утворюється;
- при наявності аніону SiO_3^{2-} в присутності солей амонію утворюється осад $\text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$;
- великий надлишок NH_4Cl заважає осадженню MgNH_4PO_4 , утворюються комплексні йони $[\text{MgCl}_3]^-$, $[\text{MgCl}_2]^{2-}$

РІВНЯННЯ	
-----------------	--

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
------------------------	--

2) **Молибденова рідина ($(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4 + \text{HNO}_3$)** утворює з йоном PO_4^{3-} жовтий кристалічний осад фосфоромолібдату амонію $(\text{NH}_4)_3\text{H}_4[\text{P}(\text{Mo}_2\text{O}_7)_6]$.

Умови виконання реакції:

- $\text{pH} < 7$;
- $t\uparrow$, нагрівання прискорює реакцію;
- відсутність йонів – відновників (SO_3^{2-} , S^{2-} , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) і HCl , бо вони відновлюють MoO_4^{2-} до молибденової сині MoO_6^{2-} ;
- відсутність SiO_3^{2-} , бо утворюється кремнемолібденова кислота;
- присутність NH_4NO_3 сприяє утворенню осаду.

Хід виконання реакції:

До 2 – 3 крапель досліджуваного розчину додати 5 – 8 крапель розчину азотнокисного молібдату амонію (молібденової рідини). Суміш прокип'ятити. У присутності PO_4^{3-} -аніона випадає жовтий осад.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

II група аніонів Cl^- , Br^- , I^-

Загальна характеристика

Аніони II групи містяться в розчинах відповідних кислот та їх солей.

Всі хлориди розчинні у воді, за виключенням AgCl , Hg_2Cl_2 , PbCl_2 , CuCl і основних солей вісмуту і стибію. Розчинність бромідів близька до розчинності хлоридів. Нерозчинними є AgBr , Hg_2Br_2 , PbBr_2 , CuBr . Йодиди лужних і лужноземельних металів безбарвні, а AgI , CuI – жовтого кольору, PbI_2 – золотистого, HgI_2 – яскраво червоного.

На відміну від аніонів першої групи, Cl^- , Br^- , I^- утворюють з іоном Ba^{2+} солі, розчинні у воді, і тому друга група аніонів не осаджується при дії BaCl_2

Дія групового реагенту.

Груповим реагентом на другу групу аніонів є AgNO_3 в присутності азотної кислоти; ці йони осаджуються груповим реагентом

Соли AgCl , AgBr , AgI не розчинні у азотній кислоті, AgCl і AgBr (частково) розчинні у NH_4OH .

Хід виконання реакції.

До 2 – 3 крапель взятих окремо розчинів солей натрію або калію (NaCl , NaBr , NaI) додати по одній краплі AgNO_3 . Випадають осадки. Написати рівняння реакції і свої спостереження.

При відсутності AgNO_3 , для визначення наявності Cl^- , Br^- , I^- можна скористатись розчином $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ або $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, які осаджують галогеніди у вигляді солей. Галогеніди свинцю добре розчинні в гарячій воді, при охолодженні гарячих розчинів вони знову випадають в осад.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Характерні реакції йону Cl^-

1) **Нітрат срібла AgNO_3** Він легко розчиняється при дії речовин, які здатні зв'язувати Ag^+ в достатньо міцні комплекси (наприклад, NH_4OH , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, KCN).

Хід виконання реакції

В пробірку до 2–3 крапель 2н. HCl або розчину NaCl додати 1–2 краплі нітрату срібла. До осаду додати розчин аміаку (краще концентрований) до його повного розчинення. Далі до розчину по краплям додати HNO_3 (4–5 крапель). Пояснити утворення осаду.

При наявності суміші AgCl і AgBr потрібно скористатися карбонатом амонію $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ (12% розчин), який внаслідок гідролізу містить вільний аміак порівняно невеликої концентрації.

Якщо енергійно збовтати AgCl і AgBr з цим розчином, то AgCl розчиниться внаслідок утворення комплексної сполуки $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, а AgBr не розчиняється.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ	

ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

2) Концентрована H_2SO_4

Наявність HCl визначається по запаху, або по почервонінню змоченого водою лакмусового папірця.

Хід виконання реакції

В пробірку помістити декілька кристалів $NaCl$ і додати кілька крапель концентрованої сірчаної кислоти. До отвору пробірки піднести вологий лакмусовий папірець. Пояснити причину зміни кольору папірця.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Характерні реакції йону Br^-

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Характерні реакції йону I^-

1) Хлорна вода.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

2) Нітрити калію або натрію в кислих розчинах окиснюють йодид-йон до елементарного I_2 , що утворюється, забарвлює розчин в бурий колір. Індикатором на I_2 є крохмаль. В присутності йоду крохмаль набуває синього кольору, внаслідок утворення адсорбційної сполуки йоду з крохмалем. При нагріванні забарвлення зникає, при охолодженні — знову з'являється.

На відміну від йонів I^- , йони Br^- нітритами не окиснюються. Це пояснюється тим, що окиснювальний потенціал $NO_2^- (+0,986)$ більший за потенціал $I_2 (+0,546)$, але менший за потенціал $Br_2 (+1,076)$.

Хід виконання реакції

До 2 – 3 крапель розчину NaI (KI) додати 1 – 2 краплі 2н. H_2SO_4 , далі додати 1 – 2 краплі розчину $NaNO_2$ (KNO_2). Звернути увагу на колір розчину і додати 2 - 3 краплі розчину крохмалю.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

III Група аніонів NO_3^- , NO_2^- , CH_3COO^-

Загальна характеристика

Характерною особливістю аніонів цієї групи є розчинність відповідних солей барію і срібла, внаслідок чого ні $AgNO_3$, ні $BaCl_2$ не осаджують аніони III групи.

Із солей срібла менше інших розчинні $AgNO_2$ і $AgCH_3COO$, які можуть осаджуватися із достатньо концентрованих розчинів. Але при розбавленні водою і нагріванні вони легко розчиняються. Важко розчинні деякі основні солі, наприклад $Fe(OH)_2CH_3COO$ і $Al(OH)_2CH_3COO$.

Нітрити можуть утворювати комплексні сполуки, наприклад $Na_3[Co(NO_2)_6]$.

Нітрат-йон і нітрит-йон визначають, в основному, за допомогою реакцій окиснення-відновлення. HNO_3 та її солі в кислому середовищі добрі окисники; HNO_2 та її солі в кислому середовищі мають властивості і окисника, і відновника.

Груповий реагент для цієї групи відсутній.

Характерні реакції йону NO_3^-

1) Сульфат заліза (II) $FeSO_4$ в присутності концентрованої H_2SO_4 відновлює нітрат - йон до оксиду азоту (II) NO , який з надлишком $FeSO_4$ в місці зіткнення утворює нестійку комплексну сполуку $[Fe(NO)]SO_4$ – нітросульфат заліза (II) темно-коричневого кольору (буре кільце):

Реакцію проводять на холоді, тому що $[Fe(NO)]SO_4$ при нагріванні розкладається.

Хід виконання реакції

До 4-5 крапель NaNO_3 (KNO_3) додати 4-5 крапель насиченого розчину FeSO_4 , збовтати. Далі, нахиливши пробірку, обережно по стінці пробірки повільно, по краплям (2-3 краплі) влити концентровану сірчану кислоту, щоб рідини, по можливості, не змішувались. Пробірку ретельно перевести у вертикальний стан. Звернути увагу на "буре" кільце, або просто побуріння розчину.

Броміди, йодиди, хлорати, хромати заважають проведенню реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Характерні реакції йону NO_2^-

1) Йодистий калій KI в оцтовокисному середовищі окиснюється нітритами до вільного йоду. Наявність йоду можна визначити в розчині крохмалем, який дає синє забарвлення.

Хід виконання реакції. На фільтрувальний папірець внести одну краплю свіжоприготовленого розчину крохмалю, далі - 2 краплі розчину CH_3COOH і 1 краплю 0,1н. розчину KI . На мокру пляму нанести 1-2 краплі розчину NaNO_2 (KNO_2). Зафіксувати забарвлення плями паперу і пояснити його суть.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

2) Перманганат калію KMnO_4 окиснює нітрити до нітратів при дії на підігрітий розчин нітритів, підкислений H_2SO_4 :

При цьому розчин KMnO_4 знебарвлюється.

Хід виконання реакції.

До 3-4 крапель розчину KMnO_4 додати 1-2 краплі H_2SO_4 і 2-3 краплі розчину KNO_2 (NaNO_2).

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Характерні реакції на CH_3COO^-

1) Сірчана кислота H_2SO_4 при дії на ацетати витісняє з них вільну CH_3COOH , яка при нагріванні летить і може бути розпізнана по запаху:

Хід виконання реакції.

До 5-6 крапель ацетату натрію додати 3-4 краплі сірчаної кислоти, збовтати та підігріти. Звернути увагу на запах кислоти, яка виділяється.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

2) Хлорид заліза (III) з розчином ацетату натрію утворює червоно-бурий ацетат заліза (III):

Хід виконання реакції.

До 5-6 крапель ацетату натрію додати 1-2 краплі FeCl_3 , звернути увагу на колір розчину, далі розбавити розчин водою (добавити 1,5-2мл. H_2O) і нагріти. Випадає осад бурого кольору

Визначенню CH_3COO^- заважає наявність CO_3^{2-} , SO_3^{2-} , PO_4^{3-} , I^- .

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Висновок: _____

Лабораторна робота № 12

Аналіз невідомої речовини

Дата проведення роботи _____

Мета: встановити склад невідомої речовини за допомогою якісного аналізу.

Аналіз невідомої речовини

В даному випадку пропонується найпростіший варіант аналізу невідомої речовини - солі, розчинної у воді, що складається з одного катіону і одного аніону. Пошук катіона і аніона ведуть до першої позитивної реакції.

Немає потреби використовувати систематичний хід аналізу для розділення та визначення катіонів та аніонів, оскільки в задачі є один катіон і один аніон. Слід тільки дотримуватись певної послідовності у порядку виконання якісних реакцій відкриття катіонів і аніонів, яка подається нижче.

Якісний аналіз невідомої речовини складається з ряду операцій:

- а) попередні дослідження;
- б) відкриття катіонів;
- в) відкриття аніонів.

А. Попередні дослідження

Зверніть увагу на колір, форму і розмір частинок. При наявності в зразку синіх кристалів можливо передбачити присутність солей міді, зелених - солей Ni^{2+} , рожевих - присутність Mn^{2+} чи Co^{2+} . А якщо невідома речовина - розчин, то зверніть увагу на забарвлення розчину.

Розчинення невідомої речовини

Проби на розчинність речовини починають з обробки незначної кількості її крупинок дистильованою водою спочатку на холод, а якщо потрібно, то і при нагріванні. Якщо речовина не розчиняється у воді (або розчиняється погано), досліджують її розчинність на холод і при нагріванні спочатку в оцтовій кислоті, а потім в розведеній і концентрованій соляній кислоті, в розведеній і концентрованій нітратній кислоті і, на кінець, в "царській водці".

Більшість речовин, що пропонуються для аналізу, легко розчиняються у воді або в розведеній соляній кислоті.

У нашому випадку невідома речовина розчинна у воді або являє собою розчин.

а) якщо отриманий зразок - тверда речовина, то 0,15 - 0,2 г речовини розчиняють в 6-8 мл дистильованої води (при необхідності розчин нагрівають на водяній бані);

б) якщо отриманий зразок - розчин, то його треба розбавити: до 1 мл розчину додають 3-4 мл дистильованої води.

Визначають рН отриманого розчину. Кисла реакція розчину вказує, що зразок може бути сіллю слабкої основи і сильної кислоти ($AlCl_3$, NH_4Cl , $Zn(NO_3)_2$). Лужна реакція розчину - сіль слабкої кислоти і сильної основи (Na_2CO_3 , K_3PO_4 , CH_3COONa). Нейтральна реакція розчину вказує, що речовина є сіллю сильної кислоти і сильної основи або слабкої кислоти і слабкої основи (KCl , Na_2SO_4 , $CaCl_2$, CH_3COONH_4).

Після визначення реакції середовища приступають до відкриття катіонів і аніонів. Аналіз проводять до першої позитивної реакції.

Б. Відкриття катіонів

1. Проба на присутність катіонів III та II груп.

До окремої порції розчину додати груповий реактив $(NH_4)_2HPO_4$. Якщо утворився осад, то катіон може належати до III чи II групи. Тоді, до одержаного осаду додати декілька крапель конц. NH_4OH (або надлишок 10% NH_4OH). Якщо при цьому: а) осад розчинився, то катіон належить до III групи; б) якщо осад не розчинився - то до II групи.

а) Осад розчинився - катіон III групи: в окремих порціях розчину проводять реакції відкриття:

Визначення Cu^{2+} - з NH_4OH . надлишок.

Визначення Zn^{2+} - з $K_3[Fe(CN)_6]$.

б) Якщо осад не розчинився - II група катіонів:

Визначення Fe^{2+} - з $K_3[Fe(CN)_6]$.

Визначення Fe^{3+} - з $K_4[Fe(CN)_6]$ або $KSCN$.

Визначення Mn^{2+} - з $NaBiO_3 + HNO_3$ розв.

Визначення Al^{3+} - з $NaOH$ та крист. NH_4Cl при нагріванні.

Визначення Va^{2+} - з $K_2Cr_2O_7$.

Визначення Ca^{2+} - з $(NH_4)_2C_2O_4$.

Визначення Mg^{2+} - з Na_2HPO_4 в присутності $NH_4OH + NH_4Cl$.

2. Відкриття катіонів I групи

Дотримуватись послідовності і умов проведення реакції.

Лабораторна робота № 13

Метод кислотно-основного титрування (метод нейтралізації)

Мета: освоїти кількісні реакції кислотно-основного титрування.

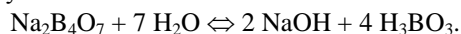
Інформаційна частина

Робочі розчини методу нейтралізації

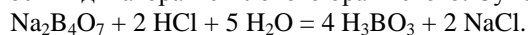
Робочими розчинами методу нейтралізації є розчини кислот і основ. Найчастіше це соляна, сірчана, азотна кислоти та розчини лугів – їдкий натр, їдке калі. Найбільш точним методом приготування титрованих робочих розчинів є розчинення точної наважки відповідної хімічно чистої речовини в певному об'ємі розчину. Але у випадку вказаних кислот і лугів це практично неможливо, бо вони не відповідають вимогам до вихідних речовин і вихідних розчинів та їх точна вихідна концентрація невідома. Наприклад, із концентрованої соляної кислоти в процесі зберігання випаровується хлороводень у вигляді газу, концентрована сірчана кислота вбирає вологу із повітря і, таким чином, концентрація їх змінюється. Луги дуже важко синтезувати в чистому вигляді, при їх одержанні завжди утворюється певна домішка карбонатів за рахунок поглинання вуглекислого газу із повітря. Тому в методі нейтралізації робочі розчини готують приблизної концентрації, а потім встановлюють їх точну концентрацію за допомогою вихідних розчинів із приготованим титром (первинних стандартів).

Найчастіше у якості первинного стандарту для встановлення точної концентрації кислоти використовують **буру** $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ чи **безводну сіль** $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ (остання гірше розчинна у воді – 11,1 г/100 г води при 0 °С проти 25,2 для гідрату). Для встановлення точної концентрації лугів використовують **щавлеву кислоту** $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Приготування титрованого розчину бури (первинного стандарту). При розчиненні у воді бура гідролізує:



Оскільки утворена при гідролізі ортоборна кислота H_3BO_3 є дуже слабкою ($\text{p}K_1=9,22$), а NaOH – сильна основа. Розчин бури має сильнолужну реакцію і може бути досить точно відтитрований кислотами в присутності індикатора метилового оранжевого. Сумарне рівняння реакції має вигляд:



Розрахунок наважки бури. Вихідні дані: приготувати 0,1 н. розчин бури, використавши мірну колбу об'ємом 100 мл.

$N = 0,1 \text{ г-екв/л};$ $V = 100 \text{ мл} = 0,1 \text{ л}$ $m_{\text{бури}} - ?$	$m_{\text{бури}} = N \cdot V \cdot E$, де E – еквівалентна маса бури, г/г-екв. $E_{\text{бури}} = \frac{M_{\text{бури}}}{2} = \frac{381,42 \text{ г/моль}}{2} = 190,71 \text{ г/г-екв.}$ $3) m_{\text{бури}} = 0,1 \text{ г-екв/л} \cdot 0,1 \text{ л} \cdot 190,71 \text{ г/г-екв} = 1,9071 \text{ г.}$
---	--

Для приготування титрованого розчину бури потрібна точна наважка. Вона не обов'язково повинна чітко дорівнювати розрахованому вище значенню. Проте, вважаючи на невелику розчинність бури у воді, краще, щоб наважка знаходилася в межах від 1,7 до 2,1 г. За точним значенням наважки розраховують значення нормальної концентрації приготованого розчину бури.

Приготування робочого розчину соляної кислоти.

Вихідні дані: приготувати 0,5 л приблизно 0,1 н. розчину HCl , використавши концентровану соляну кислоту (приблизно 36%-ну).

$N \approx 0,1 \text{ г-екв/л};$ $V = 0,5 \text{ л}$ $P_{\text{вихідної конц. HCl}} = 36\%$ $V_{\text{вихідної конц. HCl}} - ?$	$1) m_{\text{HCl}} = N \cdot V \cdot E$, де E – еквівалентна маса HCl , г/г-екв. $E_{\text{HCl}} = \frac{M_{\text{HCl}}}{1} = 36,5 \text{ г/г-екв.}$ $3) m_{\text{HCl}} = 0,1 \text{ г-екв/л} \cdot 0,5 \text{ л} \cdot 36,5 \text{ г/г-екв} = 1,82 \text{ г.}$
--	--

Перерахунок на 36%-ну кислоту – за пропорцією (можна – за “правилом хреста”):

В 100 г вихідної концентрованої HCl міститься 36 г HCl ;

В x г _____ 1,82 г .

$$x = \frac{100 \text{ г} \cdot 1,82 \text{ г}}{36 \text{ г}} = 5,06 \text{ г}$$

Розрахунок об'єму вихідного концентрованого розчину HCl :

знаходимо, що густина 36%-ного розчину HCl рівна $\rho=1,179 \text{ г/мл}$. Тоді:

$$V_{\text{вихідної конц. HCl}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{C} = \frac{5,06}{1,179} = 4,29 \text{ мл.}$$

Приготування робочого розчину лугу.

Вихідні дані: приготувати 0,5 л приблизно 0,1 н. розчину NaOH.

$$N \approx 0,1 \text{ г-екв/л;}$$

$$V = 0,5 \text{ л}$$

$$1) m_{\text{NaOH}} = N \cdot V \cdot E, \text{ де}$$

E – еквівалентна маса NaOH, г/г-екв.

$$M_{\text{NaOH}} = ?$$

$$E_{\text{NaOH}} = \frac{M_{\text{NaOH}}}{1} = 40,0 \text{ г/г-екв.}$$

$$3) m_{\text{NaOH}} = 0,1 \text{ г-екв/л} \cdot 0,5 \text{ л} \cdot 40,0 \text{ г/г-екв} = 2,00 \text{ г.}$$

Встановлення нормальності робочого розчину HCl за розчином бури

Посуд та пристосування:

- 2-3 конічні колби для титрування на 250 – 300 мл;
- бюретка на 25 чи 50 мл, закріплена на штативі;
- піпетка на 20 чи 25 мл;
- воронка невеликого діаметру (35 – 50 мм), скляна чи пластмасова;
- промивалка з дистильованою водою.

Реактиви:

- титрований розчин бури;
- розчин соляної кислоти приблизної концентрації;
- індикатор метиловий оранжевий.

Порядок роботи:

- весь лабораторний посуд перед початком роботи ретельно промити водогінною водою, потім дистильованою водою;
- бюретку промити невеликою кількістю розчину соляної кислоти;
- піпетку промити невеликою кількістю розчину бури;
- користуючись воронкою, заповнити бюретку розчином соляної кислоти і добитися відсутності пухирців повітря в кінчику бюретки;
- зняти воронку і вивести рівень рідини в бюретці до нульової помітки (по нижньому меніску);
- в чисту, промиту дистильованою водою конічну колбу відміряти піпеткою аліквотну частину розчину бури;
- до розчину бури в колбі додати 1-2 краплі індикатора метилового оранжевого; розчин при цьому забарвиться в жовтий колір;
- поставити колбу з розчином бури під бюретку (на так званий титрувальний столик), підклавши під неї листок білого паперу – для того, щоб краще спостерігати зміну забарвлення розчину;
- повільно дозувати в колбу розчин соляної кислоти, весь час перемішуючи рідину в колбі плавними коловими рухами;
- потрібно вловити момент, коли від однієї краплі соляної кислоти жовтий колір розчину в колбі зміниться на блідорожевий;
- відмітити об'єм титранту – розчину соляної кислоти, який пішов на титрування – по нижньому меніску;
- повторити титрування нової порції розчину бури, як описано вище.

ЗАПАМ'ЯТАТИ, що будь-які титриметричні аналізи потрібно проводити мінімум тричі (це називають **паралельними визначеннями**). При цьому для розрахунків використовують дані про об'єм титранту, витраченого на титрування, якщо вони відрізняються не більше ніж на 0,1 мл (це зумовлено точністю відліку об'єму рідини в бюретці при ціні поділки 0,1 мл). Наприклад, якщо при трьох паралельних титруваннях одержано результати: 15,8; 15,4; 15,3 мл соляної кислоти, то перший результат відкидається як такий, що розходиться з даними інших визначень більш, ніж на 0,1 мл. Якщо ж і три результати мають розходження більш ніж на 0,1 мл, то потрібно проводити четверте і т.д., поки не вдається добитися збіжності.

Результати роботи оформити у вигляді табл. 1.

Таблиця 1. Встановлення нормальності робочого розчину соляної кислоти

№ титрування	Об'єм розчину бури, мл*	Нормальність розчину бури, г-екв/л**	Об'єм HCl, витрачений на титрування, мл	Нормальність розчину HCl, г-екв/л
1				
2				
3				

--	--	--	--	--

* - рівний об'єму піпетки, використаної для відбору аліквоти бури;

** - визначена в п. 8.

Для розрахунку нормальності розчину HCl взяти середній об'єм її з двох паралельних титрувань, що

відрізняються не більше ніж на 0,1 мл. Розрахунок провести за формулою:
$$N_{\text{HCl}} = \frac{V_{\text{бури}} \cdot N_{\text{бури}}}{V_{\text{HCl}}}$$

Значення N_{HCl} потрібно вирахувати з точністю до четвертого знаку після коми, тобто, наприклад, подати у такому вигляді (в останній колонці табл.2): 0,0934. Результат повинен бути один (розраховувати не для кожного значення об'єму кислоти, що пішов на титрування, а для середнього значення).

Результат розрахунку з точністю до четвертого знаку після коми занести в табл.2 (остання колонка).

Встановлення нормальності робочого розчину NaOH за розчином HCl

Посуд та пристосування: як в попередньому розділі;

Реактиви:

- розчин соляної кислоти з встановленою нормальною концентрацією
- розчин NaOH приблизної концентрації;
- індикатор метиловий оранжевий.

Порядок роботи: аналогічний до попереднього розділу, тільки замість розчину бури використовують розчин NaOH приблизної концентрації.

Результати роботи оформити у вигляді табл. 2.

Таблиця 2. Встановлення нормальності робочого розчину NaOH

№ титрування	Об'єм розчину NaOH, мл*	Нормальність розчину HCl, г-екв/л**	Об'єм HCl, витрачений на титрування, мл	Нормальність розчину NaOH, г-екв/л
1				
2				
3				

* - рівний об'єму піпетки, використаної для відбору аліквоти лугу;

** - наведена в табл. 1, остання колонка.

Для розрахунку нормальності розчину NaOH взяти середній об'єм соляної кислоти, витраченої на титрування, з двох паралельних титрувань, що відрізняються не більше ніж на 0,1 мл. Розрахунок провести за формулою:

$$N_{\text{NaOH}} = \frac{V_{\text{HCl}} \cdot N_{\text{HCl}}}{V_{\text{NaOH}}}$$

Результат розрахунку з точністю до четвертого знаку після коми занести в Таблиця 3 (остання колонка).

Визначення нормальності контрольної задачі розчину лугу

Посуд та пристосування – як в попередньому розділі.

Реактиви:

- розчин соляної кислоти з встановленою концентрацією (вказана в табл. 2, остання колонка);
- індикатор метиловий оранжевий.

Порядок роботи: аналогічний до попереднього розділу, тільки замість розчину бури взяти розчин контрольної задачі розчину лугу.

Результати роботи оформити у вигляді табл. 3.

Таблиця 3. Встановлення нормальності контрольної задачі розчину NaOH

№ титрування	Об'єм розчину контрольної задачі NaOH, мл*	Нормальність розчину HCl, г-екв/л**	Об'єм HCl, витрачений на титрування, мл	Нормальність контрольної задачі розчину NaOH, г-екв/л
1				
2				
3				

--	--	--	--	--

* - рівний об'єму піпетки, використаної для відбору аліквоти лугу;

** - наведена в табл. 1, остання колонка.

Для розрахунку нормальності розчину NaOH взяти середній об'єм соляної кислоти, витраченої на титрування, з двох паралельних титрувань, що відрізняються не більше ніж на 0,1 мл. Розрахунок провести за формулою:

$$N_{\text{NaOH}} = \frac{V_{\text{HCl}} \cdot N_{\text{HCl}}}{V_{\text{NaOH}}}$$

Результат розрахунку з точністю до четвертого знаку після коми занести в табл. 4 (остання колонка) і перевірити правильність виконання роботи у викладача. Розрахувати абсолютну та відносну похибку аналізу.

Визначення тимчасової твердості води

Принцип методу

Твердістю води називають її властивість, зумовлену наявністю в ній розчинних солей кальцію та магнію. Насправді, всі двовалентні метали в тій чи іншій мірі впливають на твердість. Вони взаємодіють з аніонами, утворюючи сполуки (солі твердості), здатні випадати у осад. Одновалентні йони (наприклад, Na⁺), зрозуміло, нерозчинних солей не утворюють і на твердість не впливають.

В табл. 5 наведено основні катіони металів, що зумовлюють твердість, і головні аніони, які з ними асоціюються.

Таблиця 5. Характеристика основних йонів твердості

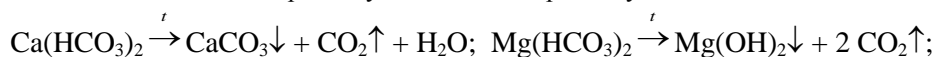
Катіони	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Fe ²⁺ , Fe ³⁺	Mn ²⁺
Аніони	HCO ₃ ⁻	SO ₄ ²⁻	Cl ⁻	NO ₃ ⁻	SiO ₃ ²⁻

На практиці наявність сполук стронцію, заліза та марганцю мало впливає на твердість, тому ними, як правило, нехтують.

Розрізняють такі види твердості води:

загальна твердість – визначається сумарною концентрацією йонів кальцію і магнію. Є сумою карбонатної (тимчасової) і некарбонатної (постійної) твердості;

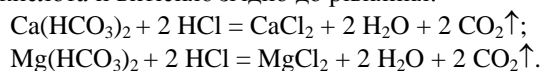
карбонатна (тимчасова) твердість – зумовлена наявністю у воді гідрокарбонатів та карбонатів (при pH>8,3) кальцію і магнію. Даний тип твердості майже повністю усувається при кип'ятінні води і тому називається тимчасовою твердістю. При нагріванні води гідрокарбонати розкладаються з утворенням вугільної кислоти та випаданням в осад карбонату кальцію та гідроксиду магнію:



некарбонатна (постійна) твердість - зумовлена присутністю кальцієвих та магнієвих солей сильних кислот (сульфатів, нітратів, хлоридів), які при кип'ятінні не усуваються.

Вимірюється твердість води, згідно ГОСТ 2874-82, в мг-екв/л. Крім того, за кордоном широко використовуються такі одиниці твердості, як німецький градус (d⁰, dH), французький градус (f⁰), американський градус, ppm CaCO₃. Наприклад, 1dH = 2,804 мг-екв/л.

В основі визначення тимчасової твердості води лежить титрування розчином соляної кислоти в присутності метилового оранжевого. Оскільки гідрокарбонати – це солі слабкої вугільної кислоти, то сильна соляна кислота її витісняє згідно до рівняння:



Посуд та пристосування:

- 2-3 конічні колби для титрування на 250 – 300 мл;
- бюретка на 25 чи 50 мл, закріплена на штативі;
- мірний циліндр на 100 мл чи більший;
- промивалка з дистильованою водою.

Реактиви:

- розчин соляної кислоти з встановленою нормальною концентрацією;
- індикатор метиловий оранжевий.

Порядок роботи:

- в конічну колбу для титрування перенести 100 мл досліджуваної води (контрольної задачі), відміряно циліндром;

- додати в колбу 3-4 краплі метилового оранжевого (до появи блідо-жовтого забарвлення);
- відтитрувати розчином соляної кислоти із бюретки до зміни забарвлення із жовтого до блідорожевого;
- повторити титрування до одержання результатів паралельних визначень, що відрізняються не більш ніж на 0,1 мл.

Результати роботи оформити у вигляді табл. 5.

Таблиця 5. Встановлення тимчасової твердості води

№ титрування	Об'єм досліджуваної води, мл*	Нормальність розчину HCl, г-екв/л**	Об'єм витрачений HCl, на титрування, мл	Тимчасова твердість води, мг-екв/л
1				
2				
3				

* - рівний об'єму води, використаної для відбору мірним циліндром – 100 мл;

** - наведена в табл. 1, остання колонка.

Для розрахунку твердості води взяти середній об'єм соляної кислоти, витраченої на титрування, з двох паралельних титрувань, що відрізняються не більше, ніж на 0,1 мл. Розрахунок провести за формулою:

$$T_{\text{тимчасова води}} = \frac{V_{\text{HCl}} \cdot N_{\text{HCl}}}{V_{\text{H}_2\text{O}}} = V_{\text{HCl}} \cdot N_{\text{HCl}} \cdot 10.$$

Результат розрахунку з точністю до другого знаку після коми занести в табл. 6 (остання колонка) і перевірити правильність виконання роботи у викладача. Розрахувати абсолютну та відносну похибку аналізу.

Висновок: _____

ДОДАТОК 1

Таблиця розчинності солей та основ у воді

Аніони	Катіони											
	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Sr ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺	Fe ²⁺	Mn ²⁺
OH ⁻	P	P	P	P	P	BP	P	H	H	H	H	H
F ⁻	P	P	P	BP	BP	BP	BP	BP	H	BP	BP	BP
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
S ²⁻	P	P	P	P	P	P	BP	-	-	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	H	H	H	BP	-	-	-	H	-
SO ₄ ²⁻	P	P	P	H	BP	BP	P	P	P	P	P	P
PO ₄ ³⁻	P	P	P	H	H	H	H	H	BP	H	H	H
CrO ₄ ²⁻	P	P	P	H	BP	P	P	-	-	-	-	H
CO ₃ ²⁻	P	P	P	H	H	H	H	-	-	-	H	H
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
NO ₂ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P

Примітка: P - розчинні у воді; BP - важкорозчинні (малорозчинні); H - практично нерозчинні; риска означає, що речовина не існує або розкладається водою

Продовження додатку 1

Аніони	Катіони									
	Zn ²⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Cd ²⁺	Pb ²⁺	Bi ³⁺	Sn ²⁺
ОН ⁻	Н	Н	Н	ВР	Н	Н	Н	Н	Н	Н
F ⁻	ВР	Р	Р	Р	-	ВР	ВР	Н	Н	Р
Cl ⁻	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	ВР	-	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	ВР	-	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Р	ВР	Н	Р
S ²⁻	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO ₃ ²⁻	Н	Н	-	Н	-	-	Н	Н	-	-
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	ВР	-	Р	Р	ВР	Р	Р
PO ₄ ³⁻	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
CrO ₄ ²⁻	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO ₃ ²⁻	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-
NO ₂ ⁻	Р	Р	Р	ВР	-	Р	Р	Р	Н	-
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	ВР	Р	Р	Р	Р	-	-

Примітка: Р - розчинні у воді; ВР - важкорозчинні (малорозчинні); Н - практично нерозчинні; риска означає, що речовина не існує або розкладається водою

Список рекомендованої літератури

1. Карнаухов О.І., Копілевич В.А., Мельничук Д.О., Слободяник М.С., Скляр С.І., Косматий В.Є., Чеботько К.О. Загальна хімія. – К.: Фенікс, 2005. – 839с.
2. Котур Б.Я. Хімія. Практикум: навч. Посібник. Львів: видавничий центр ЛНУ ім. Івана Франка, 2004.
3. Копілевич В.А., Косматий В.Є., Войтенко Л.В., Абарбарчук Л.М., Панчук Т.К., Жилияк І.Д., Чеботько К.О. Аналітична хімія (хімічний аналіз). – Тернопіль.: Видавництво ТНПУ ім. В. Гнатюка, 2008. – 300 с.
4. Манековська І.Є., Яцков М.В. Хімія, частина I(загальнотеоретична). – Рівне: НУВГП, 2005.
5. Манековська І.Є., Яцков М.В. Хімія, частина II(загальнотеоретична). – Рівне: НУВГП, 2009.
6. Кириченко В.І. Загальна хімія. Практикум. – К.: 2007.
7. Бондарюк Ф.М. Загальна і неорганічна хімія. Частина I. – Рівне: НУВГП, 2008.
8. Басов В. П., Родіонов В. М. Хімія: навч. посібник Київ: Каравела, 2013. 340с.
9. Дмитрук Ю.М., Бербець М.А. Основи біогеохімії, навчальний посібник. Чернівці: Книги-XXI, 2009. 288с.
10. Федорова Г.В. Практикум з біогеохімії для екологів: навчальний посібник. К.: КНТ, 2007. 288 с.
11. Циганок Л.П., Бубель Т.О., Вишнікін А.Б, Вашкевич О.Ю. Аналітична хімія. Хімічні методи аналізу: навчальний посібник. Дніпропетровськ: ДНУ ім. О.Гончара. 2014. 252 с.
12. Яворський В.Т. Основи теоретичної хімії: Підручник. Львів: Вид-во нац. університету «Львівська політехніка». 2008. 248 с.