

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ, МОЛОДІ ТА СПОРТУ УКРАЇНИ
НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ УКРАЇНИ
«КИЇВСЬКИЙ ПОЛІТЕХНІЧНИЙ ІНСТИТУТ»

МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ

до виконання лабораторних робіт з дисципліни

«Прикладна хімія»

Частина I

Київ
«Політехніка»
2012

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ, МОЛОДІ ТА СПОРТУ УКРАЇНИ
НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ УКРАЇНИ
«КИЇВСЬКИЙ ПОЛІТЕХНІЧНИЙ ІНСТИТУТ»

Хіміко-технологічний факультет

Кафедра технології неорганічних речовин та загальної хімічної технології

МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ

до виконання лабораторних робіт з дисципліни

«Прикладна хімія»

Частина I

для студентів хіміко-технологічного факультету

за напрямом 6.051301 «Хімічна технологія»

професійного спрямування «Хімічні технології неорганічних речовин»

Затверджено Методичною радою ХТФ НТУУ «КПІ»

Київ

«Політехніка»

2012

Методичні рекомендації до виконання лабораторних робіт з дисципліни «Прикладна хімія» Частина I для студентів хіміко-технологічного факультету за напрямом 6.051301 «Хімічна технологія» професійного спрямування «Хімічні технології неорганічних речовин» / Уклад.: І.В. Косогіна, І.М. Астрелін. 2012.

Гриф надано Вченою радою ХТФ НТУУ «КПІ»

(Протокол № від 24 травня 2012)

Укладачі: І.В. Косогіна, канд. техн. наук, асистент
І.М. Астрелін, д-р техн. наук, проф.

Відповідальний
редактор

І.М. Астрелін, д-р техн. наук, проф.

Рецензент

О.О. Андрійко, д-р хім. наук, проф.

ЗМІСТ

	стор.
ВСТУП.....	5
Правила оформлення лабораторного журналу.....	6
Лабораторна робота 1. Властивості оксидів.....	7
Лабораторна робота 2. Хімічна кінетика. Хімічна рівновага.....	9
Лабораторна робота 3. Електролітична дисоціація.....	12
Лабораторна робота 4. Гідроліз солей.....	14
Лабораторна робота 5. Приготування розчинів різної концентрації.....	16
Лабораторна робота 6. Взаємодія алюмінію з різними реактивами.....	18
Лабораторна робота 7. Взаємодія сполук хрому та мангану з різними реактивами.....	20
Лабораторна робота 8. Взаємодія сполук феруму з різними реактивами.....	23
Список рекомендованої літератури.....	26

ВСТУП

При вивченні цієї дисципліни студенти одержують фахові знання з хімічного підґрунтя сучасних і перспективних хіміко-технологічних процесів взагалі і хімічних технологій неорганічних речовин зокрема, а також набувають вмінь проводити технологічні розрахунки на основі складання і аналізу рівнянь хімічних реакцій, що обумовлюють хімічну суть реальних виробничих процесів за фахом. На лабораторному практикумі студенти набувають знання:

- з техніки лабораторних робіт і з практичної реалізації теоретично розрахованих хімічних реакцій вихідних неорганічних речовин;
- складати та обґрунтувати рівняння хімічних реакцій за участю неорганічних реактантів;
- визначати можливі складові впливу на перебіг хімічних реакцій неорганічного профілю;
- виявляти взаємозв'язки структури і побудови хімічних речовин та їх властивостей і поведінки в хімічних реакціях
- складати та зрівноважувати рівняння хімічних реакцій за участю, головним чином, неорганічних речовин з урахуванням властивостей останніх та зовнішніх умов перебігу реакцій.

Отже, вже з першого курсу студенти хіміко-технологічного спрямування підготовки будуть оволодівати вміннями аргументовано визначати та оцінювати роль і важливість суто хімічної складової в ефективній реалізації реальних процесів хімічної технології неорганічного профілю, обумовлювати технологічні параметри цих процесів, поєднувати теоретичні хімічні знання з їх практичним застосуванням. Дуже важливим є одержання студентами ясного розуміння того, що недосконалі знання з теорії хімічних взаємодій, навіть незначні помилки у складанні рівнянь хімічних реакцій та у розрахунках за подібними рівняннями будуть мати вкрай негативні або навіть катастрофічні наслідки для хіміко-технологічного процесу, що планується реалізувати (неповний вихід цільового продукту, одержання гами побічних продуктів і відходів, утворення некондиційної консистенції реакційної маси, пожежа, вибух, тощо). Це повинно стимулювати студентів до прискіпливого і відповідального ставлення до умов проведення лабораторних дослідів та експериментів і до науково-творчого підходу при обговоренні їх результатів.

Правила оформлення лабораторного журналу

Хід виконання і результати кожної експериментальної роботи докладно і ретельно записують у лабораторному журналі. Для журналу доречно використовувати зошит у клітинку на 24–36с. На першому аркуші підписують назву предмета, прізвище, ім'я, по батькові студента, номер групи та курс. Забороняється вести запис лабораторних робіт на окремих листках або в чорнових зошитах. Кожну роботу слід починати з нової сторінки. У першу чергу, ставлять дату, потім назву. Зазвичай звіт з лабораторної роботи складається з короткої характеристики принципу виконання і цілі роботи, опису та рисунку приладів або експериментальної установки та попередніх розрахунків. Потім описують виконання роботи і результати безпосередніх спостережень і вимірювань. Звіт закінчують поясненням явищ, що спостерігаються під час проведення дослідів, складанням рівнянь реакцій, обробкою результатів, побудовою графіків, обчисленням помилок. У висновку наводять остаточний цифровий результат та надають характеристику процесу, що досліджувався.

Роботу захищають у викладача. Захист полягає у відповіді на питання, пов'язані з принципом методу і практичним його здійсненням, сутністю явищ, що спостерігаються в ході виконання роботи і причинами відхилення отриманих результатів від очікуваних значень фізико-хімічних величин. При виконанні експериментальної роботи не виключені невдачі в проведенні окремих дослідів, отримання помилкових результатів, тому необхідно повторити весь експеримент чи якусь його частину, розібравшись спочатку в причині помилки. При цьому забороняється виривати з журналу листи або викреслювати будь-які записи. Роботу слід записувати в минулому часі від першої особи, наприклад: «налив(а) в стакан 15 см^3 розчину хлориду барію, а потім по краплях додав(а) 5 см^3 30%-ної сульфатної кислоти». У багатьох випадках дані дослідів і розрахунків зручно записувати в вигляді таблиці.

Властивості оксидів

Мета роботи: практичне засвоєння особливостей взаємодії оксидів з кислотами, лугами та солями та отримання з оксидів основ та солей. Практичне обґрунтування хімізму процесу і представлення його у вигляді реакцій.

Реактиви та обладнання: пробірки сухі – 12 шт, оксид магнію, оксид хрому (VI), шматочки цинку, фенолфталеїн, метилоранж, розчини 1 моль/дм³ NaOH та HCl; 5% розчини: H₂SO₄, CuSO₄, MnCl₂, Pb(NO₃)₂, FeCl₃, BaCl₂, Na₂SO₄.

Хід виконання

Дослід 1. Взаємодія оксидів з різними реагентами

а. Взаємодія оксидів з водою

У дві сухі чисті пробірки помістити на кінчику шпателя - оксид магнію, додати в кожену пробірку приблизно 5 см³ дистильованої води. За допомогою 2-3 крапель фенолфталеїну в першій пробірці і 2-3 крапель метилоранжа у другій пробірці визначити реакцію отриманої середовища. Напишіть рівняння відповідних реакцій, стисло опишіть спостереження, висновки.

б. Взаємодія основного оксиду з кислотою

У суху чисту пробірку помістити на кінчику шпателя оксид магнію. Додати приблизно 5 см³ H₂SO₄. Чи розчинився оксид магнію? Якого кольору став розчин? Напишіть рівняння відповідних реакцій, стисло опишіть спостереження, висновки.

в. Взаємодія кислотного оксиду з основою

У суху чисту пробірку помістити на кінчику шпателя оксид хрому (VI) і додати приблизно 5 см³ NaOH. Чи розчинився в лузі оксид хрому (VI)? Напишіть рівняння відповідних реакцій, стисло опишіть спостереження, висновки.

Дослід 2. Отримання основ та їх властивостей

а. Отримання нерозчинних основ

У суху чисту пробірку налити приблизно 5 см³ розчину сульфату купруму (II) і додати 1-2 см³ розчину NaOH. Що ви спостерігаєте в результаті реакції? Напишіть рівняння відповідних реакцій, стисло опишіть спостереження, висновки.

б. Взаємодія основ з кислотами

Половину отриманого в пункті (а) осаду помістіть в чисту пробірку і додайте розчин H₂SO₄ до повного розчинення осаду. Напишіть рівняння відповідних реакцій, стисло опишіть спостереження, висновки.

в. Взаємодія лугів з розчинами солей

У чисту пробірку налити 3-5 см³ розчину хлориду мангану (II) і додати такий же об'єм розчину NaOH. Що Ви спостерігаєте в результаті реакції? Напишіть рівняння відповідних реакцій, стисло опишіть спостереження, висновки.

Дослід 3. Отримання і властивості солей

а. Взаємодія металу з кислотою

У суху чисту пробірку помістіть шматочок цинку і додайте приблизно 5 см³ розчину H₂SO₄. Який газ при цьому виділяється? Чому? Напишіть рівняння відповідних реакцій, стисло опишіть спостереження, висновки.

б. Взаємодія розчину солі з металом

У суху чисту пробірку помістити шматочок цинку та додати приблизно 5 см³ розчину CuSO₄. Що ви спостерігаєте? Напишіть рівняння відповідних реакцій, стисло опишіть спостереження, висновки.

в. Взаємодія розчину солі з кислотою

У суху чисту пробірку налити приблизно 5 см³ розчину Pb(NO₃)₂ і додати такий же об'єм HCl. Що ви спостерігаєте? Напишіть рівняння відповідних реакцій, стисло опишіть спостереження, висновки.

г. Взаємодія розчину солі з лугом

У суху чисту пробірку налити приблизно 5 см³ розчину FeCl₃ і додати приблизно такий же об'єм NaOH. Що ви спостерігаєте? Напишіть рівняння відповідних реакцій, стисло опишіть спостереження, висновки.

д. Взаємодія розчинів двох солей один з одним

У суху чисту пробірку налити приблизно 5 см³ розчину BaCl₂ і додати таку ж кількість 5 см³ розчину сульфату натрію. Що ви спостерігаєте? Напишіть рівняння відповідних реакцій, стисло опишіть спостереження, висновки.

Результати експериментальних даних та спостережень представити у вигляді таблиці 1.1.

Таблиця 1.1. Результати досліджень та спостережень

№ пробірки	Формула речовини	Взаємодія з лугом	Взаємодія з іншими реактивами	Взаємодія з кислотою	Властивості сполуки, що утворюється
1	P ₂ O ₅		H ₂ O		
2	MgO		H ₂ O		
3	MgO			H ₂ SO ₄	
4	P ₂ O ₅	NaOH			
5	CuSO ₄	NaOH			
6	Cu(OH) ₂			H ₂ SO ₄	
7	MnCl ₂	NaOH			
8	Zn			H ₂ SO ₄	
9	Zn		CuSO ₄		
10	Pb(NO ₃) ₂			HCl	
11	FeCl ₃	NaOH			
12	BaCl ₂		Na ₂ SO ₄		

Практично-прикладні розмірковування

Стисло опишіть і обґрунтуйте ваше передбачення щодо тих взаємодій, одержаних в даній лабораторній роботі, які мають або можуть мати цінне прикладне значення в процесах реальної хімічної технології або в суміжних галузях виробництва.

Хімічна кінетика. Хімічна рівновага

Мета роботи: практичне засвоєння теоретичних основ кінетичних закономірностей та практичне дослідження впливу параметрів процесу на швидкість реакції. Дослідити зміщення хімічної рівноваги на прикладі розчину роданіду феруму $\text{Fe}(\text{SCN})_3$.

Реактиви та обладнання: пробірки сухі – 10 шт, бюретки – 2 шт, секундомір, термостат; розчини: $0,1 \text{ моль/дм}^3 \text{ Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, $1 \text{ моль/дм}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4$, 5% розчини: FeCl_3 , KSCN ; порошкоподібні: FeCl_3 , KSCN , KCl .

Хід виконання**Дослід 1. Вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції в гомогенній системі**

При взаємодії розчину тіосульфату натрію $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і сульфатної кислоти випадає сірка, яка викликає при досягненні певної концентрації помутніння розчину:



На певному проміжку часу від початку реакції до помітного помутніння розчину можна судити про відносну швидкості цієї реакції.

У три пробірки (однакового діаметра) налити: в першу - $2,5 \text{ см}^3$ розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ та $5 \text{ см}^3 \text{ H}_2\text{O}$, в другу - $5,0 \text{ см}^3$ розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і $2,5 \text{ см}^3 \text{ H}_2\text{O}$, в третю - $7,5 \text{ см}^3$ розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

У кожен з трьох пробірок додати по $2,5 \text{ см}^3$ розчину H_2SO_4 . Відміряти потрібну кількість реактивів слід або за допомогою бюреток, або використовуючи для цього мірні циліндри. За допомогою секундоміра зазначити час, протягом якого з'являється помутніння розчину в пробірках після додавання в них кислоти. Отримані результати занести в таблицю 2.1.

Таблиця 2.1. Експериментальні дані

№ пробірки	Об'єм розчину, см^3			Сумарний об'єм, см^3	Час, за який відбулося помутніння розчину τ , с	Відносна швидкість, $\nu = 1/\tau$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4			
1	2,5	5,0	2,5	10,0		
2	5,0	2,5	2,5	10,0		
3	7,5	–	2,5	10,0		

Результати експерименту представити у вигляді графіка залежності відносної швидкості реакції від концентрації $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Для цього на осі абсцис відкласти три точки, віддалені від початку координат на відстані відносної концентрації $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. На осі координат відкласти відносну швидкість реакції (рис. 2.1).

Дослід 2. Вплив температури на швидкість реакції в гомогенній системі

Налити в пробірку 5 см^3 розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і додати в неї при кімнатній температурі $5 \text{ см}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4$. Відмітити час від початку реакції до помутніння.

У дві інші пробірки налити по 5 см³ тих же розчинів і пробірки помістити на 5 хвилин у термостат, температура води в якій на 10 °С більше кімнатної. Через 5 хвилин вміст пробірок злити і відзначити час від початку реакції до помутніння. Дослід повторити, підвищивши температуру термостату ще на 10 °С. Результати дослідів записати в таблицю 2.2.

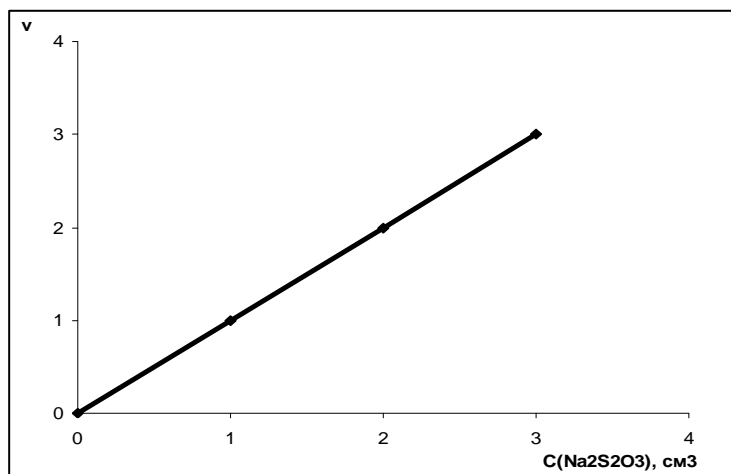


Рис.2.1. Графік (зразок) залежності відносної швидкості (v) реакції від концентрації реагуючих речовин.

Таблиця 2.2. Результати дослідів

№ пробірки	Об'єм розчину, см ³		Температура t, °С	Час, за який відбулося помутніння розчину τ, с	Відносна швидкість, v = 1/τ
	Na ₂ S ₂ O ₃	H ₂ SO ₄			
1	2,5	2,5			
2	5,0	2,5			
3	7,5	2,5			

За отриманими даними побудувати графік залежності швидкості реакції від температури: на осі абсцис відкласти температуру, на осі ординат - відносну швидкість реакції (рис. 2.2).

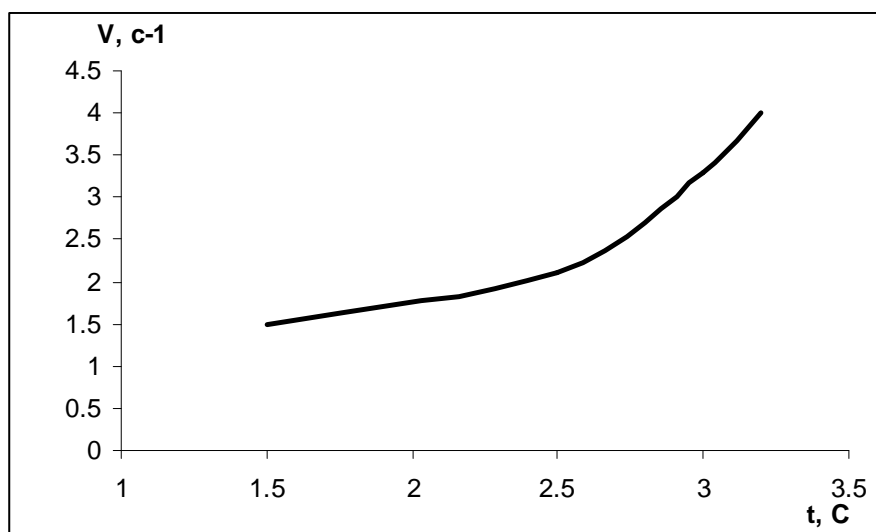
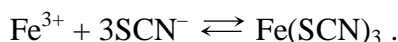


Рис. 2.2. Графік (зразок) залежності швидкості реакції від температури.

Дослід 3. Зміщення хімічної рівноваги внаслідок зміни концентрації реагуючих речовин

Провести реакцію:



Розчин роданіду феруму $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ має яскраво-червоний колір. Зміна концентрації $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ впливає на інтенсивність забарвлення розчину. Це дозволяє спостерігати, в якому напрямку відбувається зсув рівноваги при зміні концентрації реагуючих речовин.

До 5 см^3 розведеного розчину хлориду феруму (III) долити 5 см^3 розведеного розчину роданіда калію. В результаті утворюється розчин з характерним червоним забарвленням. Отриманий розчин розлити порівну в чотири пробірки. Першу залишити для порівняння, в другу додати 2-3 краплі насиченого розчину хлориду феруму (III), в третю - 2-3 краплі насиченого розчину роданіда калію, в четверту - трохи порошкоподібного хлориду калію. Вміст другої і третьої пробірок перемішати, четверту сильно встряхнути. Результати спостережень записати в таблицю 2.3.

Таблиця 2.3. Експериментальні дані

№ пробірки	Речовина, що додається з метою зміщення рівноваги	Зміна забарвлення	Зміщення рівноваги
1(контроль)			
2			
3			
4			

Користуючись виразом константи рівноваги для даної системи, дайте пояснення процесів, що спостерігаються.

$$K_p = \frac{[\text{Fe}(\text{SCN})_3]}{[\text{Fe}] \cdot [\text{SCN}]^3} .$$

Практичні розмірковування

Вкажіть, які прикладні значення мають швидкість хімічних процесів і глибина їх перебігу в реальних хіміко-технологічних процесах.

Електролітична дисоціація

Мета роботи: практичне дослідження впливу властивостей гідроксидів при взаємодії останніх з кислотами на зміщення рівноваги та на умови утворення осаду; обґрунтування хімізму процесу і представлення його у вигляді реакцій.

Реактиви та обладнання: пробірки сухі – 14 шт, розчини 0,5 моль/дм³ MgCl₂, AlCl₃, Na₂SiO₃, NiSO₄, ZnSO₄, NaOH, HCl; розчин 2 моль/дм³ HCl; 0,1 н розчин CH₃COOH, метиловий оранжевий, кристалічний CH₃COONa; 5 % розчини: FeSO₄, (NH₄)₂S, H₂S.

Хід виконання

Дослід 1. Характер дисоціації гідроксидів

Пронумерувати 5 пробірок і внести по 4-5 крапель: 0,5 н розчинів: в першу MgCl₂, в другу - AlCl₃, в третю - Na₂SiO₃, в четверту - NiSO₄, в п'яту - ZnSO₄. Додати в пробірки 1, 2, 4, 5 по кілька крапель (до початку випадання осаду гідроксидів) 0,5 н розчину лугу, в пробірку 3 – кілька крапель 2 н розчину хлороводневої кислоти. Визначити хімічні властивості осадів гідроксидів. Для цього отримані суспензії гідроксидів розлити по двом пробірках, в одну додати по 5-6 крапель 0,5 н розчину HCl, в іншу - по 6-8 крапель 0,5 н розчину NaOH. Дані з проведених експериментів та зі спостережень занести в таблицю 3.1.

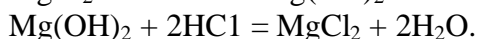
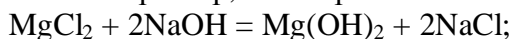
Таблиця 3.1. Експериментальні дані та спостереження

№ пробірки	Формула солі	Взаємодія з лугом	Взаємодія з кислотою	Характеристика осаду
1	MgCl ₂			
2	AlCl ₃			
3	Na ₂ SiO ₃			
4	NiSO ₄			
5	ZnSO ₄			

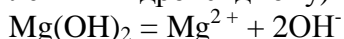
Слід нагадати, що гідроксиди можуть мати основний характер (основи), кислотний характер (кисневі кислоти) і мати амфотерні властивості (амфотерні гідроксиди).

Приклад

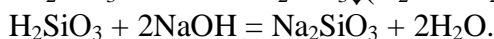
При додаванні до розчину солі MgCl₂ розчину лугу випадає осад Mg(OH)₂, який має основний характер, так як розчиняється тільки в кислотах:



Отже, Mg(OH)₂ основний гідроксид і дисоціює тільки за основним типом (з відщепленням гідроксид-іону)



При взаємодії силікату натрію з сильною кислотою Випадає драглистий осад. Це кремнієва кислота, вона взаємодіє тільки з розчином лугу::



Гідроксиди цинку і алюмінію можуть дисоціювати у водних розчинах і за основним, і за кислотним типом (амфотерні), суспензії цих гідроксидів розчиняються і в кислотах, і в лугах.

Завдання:

Після проведення досліду зробити записи отримання кожного з гідроксидів в молекулярному і іонному видах. Властивості гідроксидів ілюструвати рівняннями реакцій взаємодії їх з кислотою і з лугом в молекулярній і іонній формах.

Дослід 2. Зміщення рівноваги дисоціації слабких електролітів

У дві пробірки внести по 5-7 крапель 0,1 н розчину оцтової кислоти. У кожную пробірку додати одну краплю метилового оранжевого. Під впливом яких іонів метиловий оранжевий приймає рожеве забарвлення? Одну пробірку з оцтовою кислотою залишити як контрольну, а в іншу внести 3-4 мікрошпателя ацетату натрію і перемішати розчин скляною паличкою. Порівняти забарвлення отриманого розчину з забарвленням розчину у контрольній пробірці.

Приклад

Оцтова кислота - слабка. Її дисоціація:



При додаванні в одну з пробірок кристалів CH_3COONa спостерігається зміна кольору розчину. Це пояснюється тим, що сіль CH_3COONa сильний електроліт, дисоціює на іони:



Тому в розчині збільшується концентрація іона CH_3COO^- , це зміщує рівновагу дисоціації оцтової кислоти в напрямку зворотної реакції:

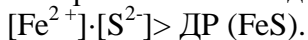
Дослід 3. Умови випадіння осаду

У дві пробірки внести по 2-3 краплі розчину сульфату феруму (II). В одну з них додати такий же об'єм сірководневої води, в іншу - розчин сульфїду амонію:

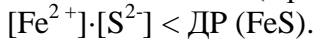
Приклад:

$\text{DP}(\text{FeS}) = 5 \cdot 10^{-18}$ (DP – добуток розчинності).

Осад випадає в тому випадку, коли добуток концентрацій іонів важкорозчинної речовини в розчині більше добутку розчинності цієї речовини.



У першому випадку ($\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ сульфат феруму (II) повинен був реагувати з дуже слабкою кислотою (сірководневою), концентрація S^{2-} в розчині дуже мала і



У другому випадку $\text{DP}(\text{NH}_4)_2\text{S} = 2\text{NH}_4^+ \cdot \text{S}^{2-}$, концентрація іонів сірки S^{2-} виявилася достатньою, щоб добуток концентрацій $[\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}]$ перевищив добуток розчинності сульфїду феруму $\text{DP}(\text{FeS})$ і осад випав.

Практично-прикладні розмірковування

Вкажіть, в яких реальних хіміко-технологічних процесах розвиток перебігу електролітичної дисоціації має визначальне (для ефективності процесів) значення.

Лабораторна робота 4

Гідроліз солей

Мета роботи: практичне дослідження характеру гідролізу солей в різних середовищах та зміна реакції середовища при розчиненні різних солей. Практичне обґрунтування гідролізу і представлення його у вигляді реакцій.

Реактиви та обладнання: пробірки сухі – 17 шт, скляні палички, лакмус, метиловий оранжевий, фенолфталеїн, 0,1 н розчин NaOH та HCl; кристалічні: CH₃COONa, AlCl₃, Na₂CO₃, CH₃COONH₄, KCl; 5 % розчини: AlCl₃, (NH₄)₂S, Na₂CO₃.

Хід виконання

Дослід 1. Зміна кольору деяких індикаторів в різних середовищах

Налити в три пробірки розведеного розчину будь-якої кислоти, в інші три - дистильованої води і ще в три - розведеного розчину лугу. Пробірки розподілити на три серії (кислота, вода, луг) і додати в кожен по декілька крапель розчинів індикаторів: в першу серію - лакмусу, у другу - метилового оранжевого і в третю – фенолфталеїну. Вміст пробірок розмішати скляною паличкою. Спостереження записати в таблицю 4.1.

Таблиця 4.1. Експериментальні дані та спостереження

Назва індикатору	Забарвлення індикатору		
	в кислому середовищі, pH < 7	в нейтральному середовищі, pH 7	в лужному середовищі, pH > 7
Метиловий оранжевий			
Фенолфталеїн			
Лакмус			

Дослід 2. Реакція середовища в розчинах різних солей

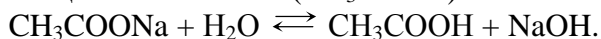
У шість пробірок до 1/5 їх обсягу налити дистильовану воду і додати нейтральний розчин лакмусу. Одну пробірку залишити як контрольну, а в усі інші додати по одному мікрошпателю кристалів наступних солей: ацетату натрію, хлориду алюмінію, карбонату натрію, ацетату амонію, хлориду калію. Розчини розмішати скляною паличкою. Отримані результати внести в таблицю 4.2.

Таблиця 4.2. Експериментальні дані та спостереження

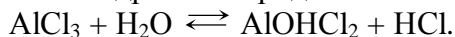
№ пробірки	Формула солі	Забарвлення	Реакція середовища	pH розчину pH < 7, pH ≥ 7
1	Контроль			
2	CH ₃ COONa			
3	AlCl ₃			
4	Na ₂ CO ₃			
5	CH ₃ COONH ₄			
6	KCl			

Приклад

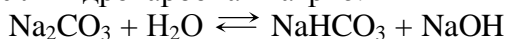
1. Сіль CH_3COONa - ацетат натрію. Гідроліз цієї солі йде по аніону, так як сіль утворена слабкою оцтовою кислотою (CH_3COOH) і сильною основою (NaOH):



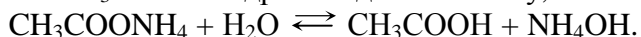
2. Сіль AlCl_3 - хлорид алюмінію. Ця сіль утворена слабкою основою $\text{Al}(\text{OH})_3$ і сильною кислотою HCl . Гідроліз цієї солі йде, але по катіону. В результаті гідролізу утвориться основна сіль гідроксохлорид алюмінію:



3. Сіль Na_2CO_3 - карбонат натрію. Гідроліз йде по аніону, так як сіль утворена слабкою вугільною кислотою H_2CO_3 і сильною основою NaOH . В результаті гідролізу утворюється кисла сіль гідрокарбонат натрію.



4. Сіль $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ - ацетат амонію. Вона утворена слабкою основою NH_4OH і слабкою кислотою CH_3COOH . Гідроліз йде і по аніону, і по катіону:



5. Сіль KCl - хлорид калію. Ця сіль утворена сильною основою KOH і сильною кислотою HCl . Гідролізу не піддається.

Дослід 3. Випадок повного (незворотного) гідролізу солей

У дві пробірки внести по 6-8 крапель розчину хлориду алюмінію. В одну пробірку додати такий же об'єм розчину сульфід амонію, в іншу - розчину карбонату натрію.

Приклад

Повний необоротний гідроліз відбувається тоді, коли сіль утворена слабкою основою і слабкою (леткою) кислотою. Але повний гідроліз може йти і при зливанні двох розчинів електролітів, в солях яких містяться відповідні іони. Такий гідроліз називається ще спільним. Це відбувається, наприклад, при зливанні розчинів солей:

а) хлориду алюмінію AlCl_3 і сульфід амонію $(\text{NH}_4)_2\text{S}$;

б) хлориду алюмінію AlCl_3 і карбонату натрію Na_2CO_3 .

При зливанні нова сіль не утворюється, так як відбувається гідроліз нової солі по катіону, і по аніону. Продукти гідролізу: малорозчинні основи і слабкі, леткі кислоти.

Практично-прикладні розмірковування

Вкажіть значення (важливість) процесів гідролізу солей в реальних хіміко-технологічних процесах і явищах.

Приготування розчинів різної концентрації

Мета роботи: практичне засвоєння навичок приготування розчинів заданої відсоткової концентрації з кристалогідратів та уточнення концентрації розчину ареометричним методом. Встановлення концентрації розчину з відомим значенням густини, використовуючи та інтерполюючи довідникові дані.

Реактиви та обладнання: мірний циліндр – 2 шт, керамічний стакан – 2 шт, скляна паличка, набір ареометрів, порошкоподібні реактиви: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

Хід виконання

Дослід 1. Приготування розчину солі заданої концентрації

Розрахувати наважку сухої солі і об'єм води для приготування розчину; наважку солі зважують на технохімічних вагах, перенести в хімічний стакан і розчинити в розрахованій кількості води. В отриманому розчині за допомогою ареометра виміряти відносну густину приготованого розчину. Для встановлення розбіжності знайденої величини густини та за довідковими даними знайти відносну похибку експерименту:

$$\delta = \frac{\rho^{\text{теор}} - \rho^{\text{практ}}}{\rho^{\text{теор}}} \cdot 100\%,$$

де $\rho^{\text{теор}}$ – густина розчину за довідниковими даними, г/см^3 ;

$\rho^{\text{практ}}$ – густина розчину, визначена практично, г/см^3 .

Дослід 2. Обчислення молярної, нормальної концентрації і титру розчину кислоти або лугу

Виміряти за допомогою ареометра відносну густину виданого викладачем розчину, за довідниковими даними знайти масову частку речовини в розчині і обчислити молярну, нормальну концентрації і титр розчину.

Інтерполяція – визначення проміжного значення змінної величини за двома крайніми значеннями. Оскільки, залежність густини розчину від концентрації має лінійний характер, концентрацію заданого розчину знаходять за наступною формулою:

$$C_x = C_1 + (C_2 - C_1) \frac{\rho_x - \rho_1}{\rho_2 - \rho_1},$$

де ρ_x , ρ_1 , ρ_2 – визначена та найближчі довідникові значення густини розчину, г/см^3 ;

C_x , C_1 , C_2 – визначувана та найближчі довідникові значення концентрацій розчинів, що відповідають значенням густини, % мас.

Приклад завдання:

Приготувати 100 см^3 розчину MgSO_4 концентрацією 5 %, якщо вихідна речовина $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

Дано:

$$V(\text{MgSO}_4) = 100 \text{ см}^3,$$
$$C(\text{MgSO}_4) = 0,05,$$
$$\rho(\text{MgSO}_4) = 1,050 \text{ г/см}^3.$$

Знайти:

$$m(\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = ?$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

Розв'язання:

$$m(\text{розчину MgSO}_4) = V(\text{MgSO}_4) \cdot \rho(\text{MgSO}_4) = 100 \cdot 1,050 = 105 \text{ г};$$

$$m(\text{MgSO}_4) = m(\text{розчину MgSO}_4) \cdot C(\text{MgSO}_4) = 5,25 \text{ г};$$

$$M(\text{MgSO}_4) = 152 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 278 \text{ г/моль};$$

$$m(\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{MgSO}_4) \cdot M(\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O})}{M(\text{MgSO}_4)} = 9,6 \text{ г};$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{розчину MgSO}_4) - m(\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 95,4 \text{ г};$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{\rho(\text{H}_2\text{O})} = 95,4 \text{ см}^3.$$

$$\text{Відповідь: } m(\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 9,6 \text{ г};$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 95,4 \text{ см}^3.$$

Практичні міркування

Довести значення і важливість вірного визначення і контролю концентрацій (вихідних, проміжних, кінцевих) реактантів при цілеспрямованій реалізації хіміко-технологічних процесів)

Взаємодія алюмінію з різними реактивами

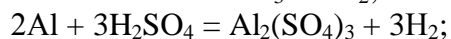
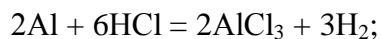
Мета роботи: практичне дослідження характеру взаємодії алюмінію з лугами та кислотами. Отримання гідроксидів металів та дослідження їх характеристик (властивостей). Обґрунтування хімізму процесу і представлення його у вигляді реакцій.

Реактиви та обладнання: пробірки сухі – 7 шт, алюмінієва фольга, 0,1 н розчини H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , NaOH , KMnO_4 ; 5 % розчини AlCl_3 , SnCl_2 .

Хід виконання

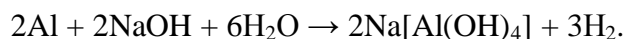
Дослід 1. Взаємодія алюмінію з розведеними кислотами

У три пробірки розмістити трохи алюмінієвої фольги і долити розбавлені розчини хлорводневої, сульфатної та нітратної кислот. Що спостерігається? Написати реакції в молекулярному і іонному видах. Для реакції взаємодії з нітратною кислотою представити електронний баланс:



Дослід 2. Взаємодія алюмінію з сильним лугом

В пробірку помістити трохи алюмінієвої фольги і обережно додати розбавлений розчин натрію гідроксиду. Що спостерігається? Схема процесу:



Скласти рівняння реакції на підставі електронного балансу.

Приклад висновку

Алюміній, як і всі метали, гідроксиди яких амфотерні, кородує в розчинах лугів з утворенням комплексів солі і газу водню.

Дослід 3. Гідроксид алюмінію. Його отримання і властивості

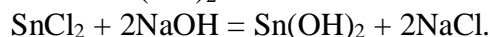
До 3-5 см³ розчину солі алюмінію долити по краплях розчин лугу (весь час струшуючи пробірку) до утворення осаду. Написати рівняння реакції. Відзначити вид осаду. Рідину з осадом збовтати і розділити в дві пробірки. В одну влити розведену кислоту, в іншу - розчин лугу. Що спостерігається?

Дослід 4. Гідроксид стануму (II) та його властивості

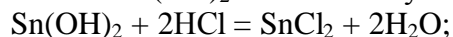
До розчину хлориду стануму (II) додати по краплях розчин NaOH до утворення осаду. Перемішати розчин з осадом та розділити його на дві частини. В одній частині дослідити дію соляної кислоти на осад $\text{Sn}(\text{OH})_2$, в іншій - дію розчину натрію гідроксиду в надлишку. Чому в тому і в іншому випадку осад розчиняється?

Приклад

а) отримання $\text{Sn}(\text{OH})_2$:



б) розчинення $\text{Sn}(\text{OH})_2$ в кислоті і лузі:



тетрагідроксостаннат (II) натрію

Приклад висновку.

$\text{Sn}(\text{OH})_2$ - амфотерний гідроксид. У водних розчинах дисоціює і за кислотним, і за основним типом.

Дослід 5. Відновні властивості сполук стануму (II)

В пробірку внести 2-3 см³ розчину перманганату калію KMnO_4 , додати 2 см³ соляної кислоти, а потім 2-3 см³ розчину хлориду стануму (II). Що відбувається з забарвленням розчину? Чим це пояснюється? Написати рівняння реакцій і скласти електронний баланс до неї.



Результати експериментальних даних та спостережень представити у вигляді таблиці 6.1.

Таблиця 6.1. Результати досліджень та спостережень

№ пробірки	Формула речовини	Взаємодія з лугом	Взаємодія з кислотою	Властивості сполуки, що утворюється
1	Al		HCl	
2	Al		H ₂ SO ₄	
3	Al		HNO ₃	
4	Al	NaOH		
5	Al(OH) ₃	NaOH		
6	Al(OH) ₃		H ₂ SO ₄	
7	SnCl ₂	NaOH		
8	Sn(OH) ₂		HCl	
9	Sn(OH) ₂	NaOH		

Практично-прикладні розмірковування

Вкажіть, в яких реальних хіміко-технологічних процесах характер і спрямованість взаємодії металевого алюмінію і солей стануму має визначальне значення.

Взаємодія сполук хрому та мангану з різними реактивами

Мета роботи: практичне дослідження характеру взаємодії хрому та мангану з лугами та кислотами. Отримання гідроксидів металів та дослідження їх характеристик і деяких властивостей. Обґрунтування хімізму процесу і представлення його у вигляді реакцій.

Реактиви та обладнання: пробірки сухі – 12 шт, скляні палички, алюмінієва фольга, 0,1 н розчини H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , NaOH , KMnO_4 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2CrO_4 , MnCl_2 , 5% розчин KI , сірководнева вода, порошкоподібний Na_2SO_3 .

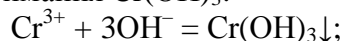
Хід виконання

Дослід 1. Отримання і властивості гідроксиду хрому (III)

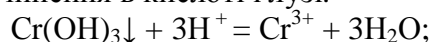
В пробірку налити 3-5 cm^3 розчину сульфату хрому (III) і додати розчину гідроксиду натрію. Отриманий осад розлити у дві пробірки. В одну влити надлишок гідроксиду натрію, а в іншу - надлишок хлорводневої кислоти. Що відбувається з осадами?

Приклад

а) Отримання $\text{Cr}(\text{OH})_3$:



б) Розчинення в кислоті і лузі:



тетрагідроксохроміт-іон

Дослід 2. Хромати і дихромати

а. Перехід хромату калію в дихромат

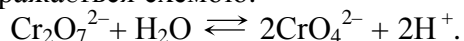
До розчину хромату калію K_2CrO_4 3-4 cm^3 додати по краплях розчин сульфатної кислоти. Відмітити забарвлення вихідного та отриманого розчинів і вказати, які іони вносять зміну забарвлення

Схема процесу:

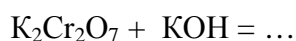


б. Перехід дихромату калію в хромат

До розчину дихромату калію $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 3-4 cm^3 додати по краплях розчин лугу до зміни забарвлення. У водних розчинах хромати і дихромати знаходяться в стані рівноваги, що виражається схемою:



Напишіть схему процесу перетворення дихромату в хромат:



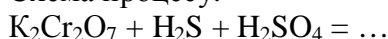
Приклад висновку. У кислому середовищі хромат переходить в дихромат.

Дослід 3. Окисні властивості дихромата калію $K_2Cr_2O_7$

а. Окиснення сірководню

У розчин дихромата калію 4-5 cm^3 , підкисленого розчином сульфатної кислоти (2-3 cm^3), внести по краплях сірководневу воду до зміни забарвлення розчину. Відзначити помутніння розчину. Написати рівняння реакції. Вказати, яку сполуку хрому отримано і чому розчин помутнів. Вкажіть ступінь окиснення хрому (VI)? За якими даними можна судити про це?

Схема процесу:



б. Окиснення йодида калію

До підкисленого сульфатною кислотою розчину дихромата калію (4-5 cm^3) додати розчин йодида калію. Написати рівняння відповідної реакції. Відзначити зміну забарвлення. Скласти електронний баланс процесу.

Приклад висновку.

Дихромати при дії відновників проявляють окисні властивості.

Дослід 4. Гідроксид мангану (II) та його властивості

У дві пробірки внести по 3-4 cm^3 розчину солі мангану (II) і по 2-3 cm^3 розчину лугу. Який колір отриманого осаду гідроксиду мангану (II)? Розмішати осад і відзначити його побуріння внаслідок окиснення мангану (II) до Mn (IV). У другу пробірку з осадом гідроксиду мангану додати 2-3 cm^3 розчину сульфатної кислоти. Що спостерігається? Які властивості характерні для гідроксиду мангану (II)?

Написати рівняння реакцій:

а) отримання гідроксиду мангану (II);

б) його окиснення киснем повітря в присутності води в $Mn(OH)_2$;

в) взаємодія гідроксиду мангану (II) з сульфатною кислотою. Написати рівняння реакцій в молекулярному вигляді.

Результати експериментальних даних та спостережень представити у вигляді таблиці 7.1.

Таблиця 7.1. Результати досліджень та спостережень

№ пробірки	Формула речовини	Взаємодія з лугом	Взаємодія з кислотою	Властивості сполуки, що утворюється
1	$Cr_2(SO_4)_3$	NaOH		
2	$Cr(OH)_3$	NaOH		
3	$Cr(OH)_3$		HCl	
4	K_2CrO_4		H_2SO_4	
5	$K_2Cr_2O_7$	KOH		
6	$K_2Cr_2O_7$		$H_2S + H_2SO_4$	
7	$K_2Cr_2O_7$		KI + H_2SO_4	
8	$MnCl_2$	NaOH		
9	$Mn(OH)_2$		H_2SO_4	
10	$KMnO_4$	NaOH + Na_2SO_3		
11	$KMnO_4$		$H_2SO_4 + Na_2SO_3$	
12	$KMnO_4$	Na_2SO_3		

Дослід 5. Окисні властивості сполук мангану

У три пробірки внести 3-4 см³ розчину перманганату калію. В одну пробірку додати 2 см³ розчину сульфатної кислоти, в іншу - стільки ж води, в третю - 3-4 см³ лугу. У всі три пробірки додати по 1 мікрошпателю кристалічного сульфіту натрію. Відзначити різну зміну початкового забарвлення розчину перманганату в кожному випадку. Чим це викликано?

Практично-прикладні розмірковування

Вкажіть, в яких реальних хіміко-технологічних процесах використовуються сполуки хрому і мангану та їх специфічні властивості.

Взаємодія сполук феруму з різними реактивами

Мета роботи: практичне дослідження характеру взаємодії сполук феруму, нікелю та кобальту з лугами та кислотами. Отримання гідроксидів металів та дослідження їх характеристик і деяких властивостей. Обґрунтування хімізму процесу і представлення його у вигляді реакцій.

Реактиви та обладнання: пробірки сухі – 12 шт, скляні палички, алюмінієва фольга, 0,1 н розчини HCl, NaOH; 5 % розчини FeSO₄, K₃[Fe(CN)₆], K₄[Fe(CN)₆], FeCl₃, KSCN, CoCl₂, NiCl₂, 3% розчин H₂O₂, бромна вода.

Хід виконання

Дослід 1. Характерні реакції на іони Fe²⁺ і Fe³⁺

а. Дія на солі феруму (II) гексаціаноферрату (III) калію

До 2-3 см³ розчину FeSO₄ додати 1 краплю розчину гексаціаноферрата (III) калію (червоної кров'яної солі K₃[Fe(CN)₆]). Відзначити колір утвореного осаду (турнбулева синь), вказати хімічну назву і формулу отриманої речовини. Дана реакція є характерною на іон Fe²⁺.

Написати молекулярне та іонне рівняння реакцій.

б. Дія на солі феруму (III) гексаціаноферрата (II) калію.

Помістити в пробірку 2-3 см³ розчину хлориду феруму (III) і додати 1 краплю розчину гексаціаноферрата (II) калію (жовтої кров'яної солі K₄[Fe(CN)₆]). Що спостерігається? Відмітити колір утвореного осаду (берлінська лазур), вказати хімічну назву і формулу отриманої речовини.

Написати рівняння реакції в молекулярній і іонній формах.

в. Дія на солі феруму (III) роданіда амонію (калію).

Помістити в пробірку 5-6 см³ розчину хлориду феруму (III) і додати 1 краплю розчину роданіда амонію (калію). Написати рівняння реакції з отриманням Fe(SCN)₃, який надає розчину яскраво-червоне забарвлення. Відзначити, що забарвлення характерне тільки для солі феруму (III).

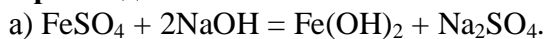
Дослід 2. Гідроксид феруму (II)

У пробірку з 3-4 см³ розчину FeSO₄ додати розчин луку до утворення зеленого осаду гідроксиду феруму (II). Перемішати отриманий осад скляною паличкою і через 2 хв спостерігається побуріння осаду внаслідок окиснення гідроксиду феруму (II) і перетворення його в гідроксид феруму (III).

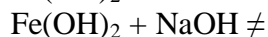
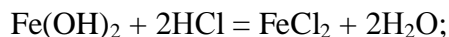
Перевірити дослідним шляхом, як взаємодіють щойно осаджений гідроксид феруму (II) з розчином хлоридної кислоти. Які властивості проявляє в цій реакції гідроксид феруму (II)? Написати рівняння реакцій:

а) утворення гідроксиду феруму (II);

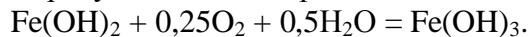
б) окиснення отриманого осаду в гідроксид феруму (III) під дією кисню повітря і води.

Приклад.

Осад розчиняється тільки в кислоті:



б) При перебуванні на повітрі осад темніє, внаслідок окиснення Fe(OH)_2 :



Скласти рівняння реакції на підставі електронного балансу.

Приклад висновку.

Fe(OH)_2 - основний гідроксид. Сполука не стійка, легко окиснюється киснем повітря, проявляючи відновні властивості.

Дослід 3. Гідроксид феруму (III)

В пробірку внести 5-6 см³ розчину хлориду феруму (III) і додати 3-4 см³ розчину NaOH. Що спостерігається? Поділити отриманий осад на дві частини. В одну пробірку додати розчин кислоти, у другій пробірці перевірити розчинність осаду в розчині NaOH. Написати рівняння реакцій:

а) взаємодії FeCl_3 з розчином луку з утворенням гідроксиду феруму (III);

б) розчинення гідроксиду феруму (III) в кислоті.

Приклад висновку.

Гідроксид феруму (III) має слабкі амфотерні властивості.

Дослід 4. Гідроксиди кобальту (II) і нікелю (II)**а. Отримання гідроксиду кобальту (II) і його окиснення**

У дві пробірки помістити по 2-3 см³ розчину солі кобальту і додавати по краплях розчин NaOH; спочатку з'являється синій осад основної солі, який потім стає рожевим, що вказує на утворення гідроксиду кобальту (II). Осад в одній пробірці ретельно розмішати, а в іншій додати 2-3 см³ 3%-ного розчину пероксиду водню. У якій із пробірок спостерігається окиснення гідроксиду кобальту?

Написати рівняння реакцій. Для реакції взаємодії з H_2O_2 скласти електронний баланс.

б. Отримання гідроксиду нікелю (II) та його окиснення

У три пробірки помістити по 2-3 см³ розчину солі нікелю і додати по краплях розчин NaOH до утворення осаду гідроксиду нікелю (II). У першій пробірці осад ретельно розмішати скляною паличкою, до другої додати 2-3 см³ 3%-ного розчину пероксиду водню.

Чи спостерігається зміна кольору осаду? Чи відбувається окиснення гідроксиду нікелю (II) киснем повітря і пероксидом водню?

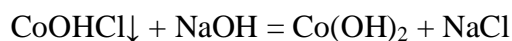
У третю пробірку додати 1 см³ бромної води. Що спостерігається? Відповісти на ці запитання. Написати рівняння реакцій.

Приклад

а) Отримання Co(OH)_2 та його окиснення:



При подальшому додаванні NaOH:



При зберіганні на повітрі гідроксид кобальту (II) (рожевого кольору) дуже повільно переходить в Co(OH)_3 (коричневого кольору).

При дії окисника цей процес відбувається значно швидше:



Напишіть реакції отримання гідроксиду нікелю (II) та його окиснення бромною водою.

Результати експериментальних даних та спостережень представити у вигляді таблиці 8.1.

Таблиця 8.1. Результати досліджень та спостережень

№ пробірки	Формула речовини	Взаємодія з лугом	Взаємодія з іншими реактивами	Взаємодія з кислотою	Властивості сполуки, що утворюється
1	FeSO_4		$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$		
2	FeCl_3		$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$		
3	FeCl_3		KSCN		
4	FeSO_4	NaOH			
5	Fe(OH)_2			HCl	
6	FeCl_3	NaOH			
7	FeCl_3			HCl	
8	CoCl_2	NaOH			
9	CoOHCl	NaOH			
10	CoOHCl		H_2O_2		
11	NiCl_2	NaOH			
12	Co(OH)_2		H_2O_2		

Практичні міркування

Вкажіть, в яких реальних хіміко-технологічних процесах використовуються сполуки феруму, кобальту і нікелю як цільові реактанти.

Список рекомендованої літератури

1. Яворський В. Т. Неорганічна хімія. – Львів: Видавництво НУ «Львівська політехніка», 2012. – 230 с.
2. Яворський В. Т. Основи теоретичної хімії. – Львів: Видавництво НУ «Львівська політехніка», 2010. – 256 с.
3. Хімічні технології та хімічна промисловість / І. М. Астрелін та ін. – К.: УАБ, 1998. – 172 с.
4. Загальна та неорганічна хімія. Ч. I / О. М. Степаненко, Л. Г. Рейтер, В. М. Ледовських, С. В. Іванов. – К.: Пед. Преса, 2000. – 736 с.
5. Загальна та неорганічна хімія. Ч. II / О. М. Степаненко, Л. Г. Рейтер, В. М. Ледовських, С. В. Іванов. – К.: Пед. Преса, 2000. – 784 с.
6. Білявський Г. О., Бутченко Л. І., Навроцький В. М. Основи екології. Теорія та практика. Навчальний посібник. – К.: Лібра, 2002. – 352 с.
7. Экологические аспекты современных технологий охраны окружающей среды / Под ред. В. В. Гончарука. – К.: Наукова думка, 2005. – 400 с.

Навчальне видання

МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ

до виконання лабораторних робіт з дисципліни

«Прикладна хімія»

Частина I

для студентів хіміко-технологічного факультету

за напрямом 6.051301 «Хімічна технологія»

професійного спрямування «Хімічні технології неорганічних речовин»

Укладачі: І.В. Косогіна, канд. техн. наук, асистент

І.М. Астрелін, д-р техн. наук, проф.

Редактор

Коректор

Технічний редактор

Комп'ютерна верстка (авторська)