

Міністерство освіти і науки України
Національний університет водного господарства та
природокористування

Навчально-науковий інститут агроекології та землеустрою
Кафедра хімії та фізики

05-06-128М

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни
«Хімія з основами біогеохімії»
для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня за
освітньо-професійними програмами «Екологія»
спеціальності 101 «Екологія» та «Технології захисту
навколишнього середовища» спеціальності 183 «Технології
захисту навколишнього середовища»
денної та заочної форми навчання

Рекомендовано
науково-методичною радою
з якості ННІАЗ
Протокол № 7 від 29.12.2023 р.

Рівне – 2023

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня за освітньо-професійними програмами «Екологія» спеціальності 101 «Екологія» та «Технології захисту навколишнього середовища» спеціальності 183 «Технології захисту навколишнього середовища» денної та заочної форми навчання. [Електронне видання] / Мисіна О. І. – Рівне : НУВГП, 2023. – 58 с.

Укладач: Мисіна О. І., старша викладачка кафедри хімії та фізики.

Відповідальний за випуск: Мороз М. В., доктор хім. наук, професор, завідувач кафедри хімії та фізики.

Керівник групи забезпечення спеціальності 101 «Екологія»

Клименко Л. В.

Керівник групи забезпечення спеціальності 183 «Технології захисту навколишнього середовища»

Статник І. І.

© О. І. Мисіна, 2023

© НУВГП, 2023

ЗМІСТ

Стор.

ПЕРЕДМОВА	4
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 1. Класи неорганічних сполук. Властивості оксидів, основ та амфотерних гідроксидів.....	5
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 2. Класи неорганічних сполук. Властивості кислот та солей.....	11
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 3. Реакції обміну в розчинах електролітів.....	18
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 4. Водневий показник (рН) розчинів. Гідроліз солей.....	22
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 5. Окисно-відновні реакції.....	27
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 6. Реакції осадження білків.....	33
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 7. Аналітичні властивості катионів s-елементів. Характерні реакції катионів та їх розділення	37
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 8. Аналіз суміші катионів I та II аналітичних груп.....	41
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 9. Контрольна задача №1. Виявлення катионів s-елементів у суміші.....	45
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 10. Кислотно-основне титрування: приготування робочого розчину хлоридної кислоти і стандартного розчину натрій тетраборату	45
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 11. Стандартизація робочого розчину хлоридної кислоти.....	48
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 12. Контрольна задача №2. Визначення лужності розчину.....	51
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 13. Окисно-відновне титрування. Перманганатометричне визначення Феруму(III).....	54
ЛІТЕРАТУРА	58

ПЕРЕДМОВА

Навчальна дисципліна «Хімія з основами біогеохімії» входить до фундаментальної бази, що складає основу фахової підготовки фахівців екологічного напрямку і є обов'язковою освітньою компонентою, що вивчається здобувачами вищої освіти першого (бакалаврського) рівня спеціальностей 101 «Екологія» та 183 «Технології захисту навколишнього середовища». Мета вивчення навчальної дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» полягає поглибленому засвоєнні студентами фундаментальних знань в галузі хімії, які складають основу для подальшого вивчення циклу хіміко-екологічних дисциплін та широко використовуються у практичній роботі фахівців з охорони та захисту навколишнього середовища.

Методичні вказівки містять 13 лабораторних робіт і складені відповідно до силабусів з навчальної дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» для екологічних спеціальностей і призначені для організації самостійної роботи здобувачів перед лабораторними заняттями, контролю знань та підготовки до проведення лабораторних дослідів.

В процесі виконання лабораторної роботи здобувачі повинні закріпити теоретичні знання з даного розділу силабусу, навчитися працювати з лабораторним посудом та приладами. При підготовці до виконання лабораторної роботи здобувачам вищої освіти слід вивчити теоретичний матеріал, наведений у теоретичному вступі та за літературними джерелами, вказаними в кінці даних вказівок. До кожної роботи подані контрольні завдання для домашньої підготовки. Потім треба підготувати протоколи лабораторних дослідів. Неодмінною умовою виконання лабораторних робіт є знання здобувачів з правил техніки безпеки при роботі з приладами і відповідними реактивами, без чого не можна починати практичну частину роботи. Лабораторна робота з відповідним оформленням в зошиті подається у вигляді звіту для захисту.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 1

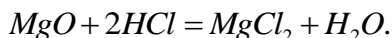
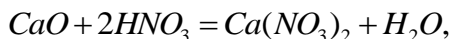
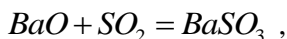
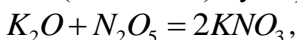
КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК. ВЛАСТИВОСТІ ОКСИДІВ, ОСНОВ ТА АМФОТЕРНИХ ГІДРОКСИДІВ

Теоретичні відомості

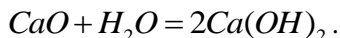
Оксидами називаються сполуки елементів з Оксигеном, в яких він має ступінь окиснення -2.

За хімічними властивостями оксиди поділяють на **несолетворні** (не здатні утворювати солі в хімічних реакціях – N_2O , NO , CO , SiO) і **солетворні**. Оксиди, які під час хімічних реакцій утворюють солі, є солетворними, які поділяються на **основні**, **кислотні** та **амфотерні**.

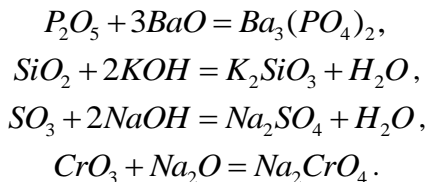
Основними називають оксиди, гідрати яких є основами. До основних належать оксиди активних металів – лужних (Li , Na , K , Rb , Cs), лужноземельних (Ca , Sr , Ba , Ra), Магнію, а також перехідних металів (Mn , Cr , Ni , Fe , Cu) в нижчих ступенях окиснення (+1, +2). Основні оксиди реагують з кислотними оксидами та їх гідратами (кислотами) з утворенням солей:



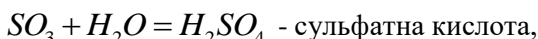
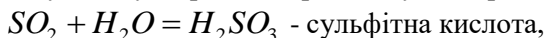
Оксиди лужних і лужноземельних металів розчиняються у воді, утворюючи при цьому їх гідрати – розчинні у воді основи (луги):



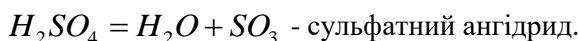
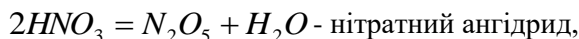
Кислотними оксидами або ангідридами називають оксиди, гідрати яких є кислотами. До них належать оксиди неметалів (CO_2 , N_2O_5 , P_2O_5 , SO_3 , SO_2 , SiO_2), а також оксиди перехідних металів у вищому (+6, +7) ступені окиснення (CrO_3 , Mn_2O_7). Кислотні оксиди реагують з основними оксидами та основами з утворенням солей:



Майже всі кислотні оксиди, окрім SiO_2 і деяких інших розчиняються у воді, утворюючи при цьому їх гідрати – кислоти:

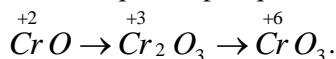


Ангїдрїдами кислот називають кислотні оксиди, які одержані шляхом дегїдратації (вїдбирання води) вїдповїдних кисневмісних кислот:



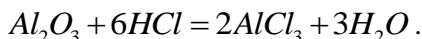
Амфотерними оксїдами називають оксиди, які мають слабо виражені і кислотні і основні властивості, тобто здатні реагувати і з сильними кислотами і з сильними основами (лугами) з утворенням солей. До них належать оксиди деяких малоактивних металів головних пїдгруп (BeO , Al_2O_3), а також оксиди багатьох перехїдних металів у промїжному ступенї окиснення (ZnO , Cr_2O_3 , MnO_2 , Fe_2O_3).

У перехїдних металів із змїнною валентнїстю з пїдвищенням ступеня окиснення хїмїчний характер оксидів змїнюється вїд основного через амфотерний до кислотного:



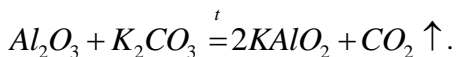
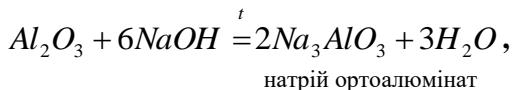
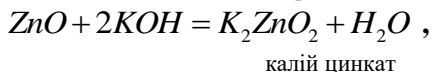
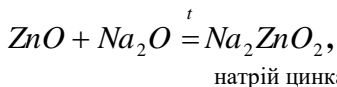
основний амфотерний кислотний

Амфотерні оксиди реагують з кислотними оксїдами та кислотами, проявляючи слабо виражені основні властивості, з утворенням солей:

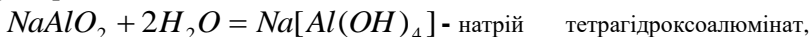


Проявляючи слабо виражені кислотні властивості, амфотерні оксиди реагують з оксїдами, гїдроксїдами або

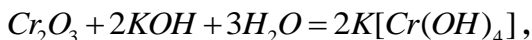
карбонатами лужних та лужноземельних металів з утворенням солей. Ці реакції відбуваються під час сплавлення:



Одержані солі приєднують воду за звичайних умов, утворюючи комплексні солі:



При безпосередній взаємодії амфотерних оксидів з концентрованими розчинами лугів утворюються комплексні солі:



Залежність хімічних властивостей оксидів (кислотність та лужність) від розміщення хімічних елементів у періодичній системі показано в таблиці 1. Як бачимо, кислотні властивості оксидів посилюються в періодах зліва направо, у головних підгрупах – знизу догори, а основні (лужність) – з права наліво у періодах та зверху донизу у головних підгрупах.

Таблиця 1.

Зміна характеру оксидів

Кислотність \longrightarrow

Л У Ж Н і С Т Ь ↓	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
	Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅		OF ₂
	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₄ O ₁₀	SO ₃	Cl ₂ O ₇
	K ₂ O	CaO	Ga ₂ O ₃	GeO ₂	As ₂ O ₅	SeO ₃	Br ₂ O ₇
	Rb ₂ O	SrO	In ₂ O ₃	SnO ₂	Sb ₂ O ₅	TeO ₃	I ₂ O ₇
	Cs ₂ O	BaO	Tl ₂ O ₃	PbO ₂	Bi ₂ O ₅	PoO ₃	At ₂ O ₇

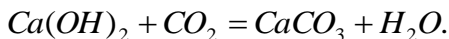
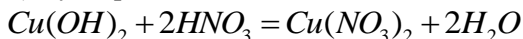
Як зазначалось, продуктами гідратації оксидів є основи або кислоти. Зміни кислотних та основних властивостей сполук, які походять від оксидів, змінюються в головних підгрупах та періодах аналогічно оксидам (рис. 1).



Рис. 1. Зміни характеру гідратів оксидів

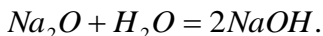
Основами називають сполуки, які у водних розчинах дисоціюють на катіони металів та гідроксид-аніони OH⁻.

Основи реагують з кислотами та кислотними оксидами (ангідридами) з утворенням солей:

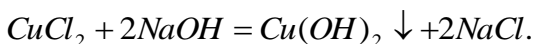
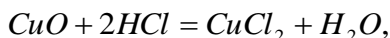


Основи є продуктами гідратації основних оксидів.

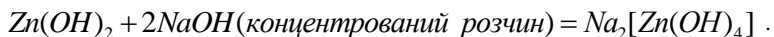
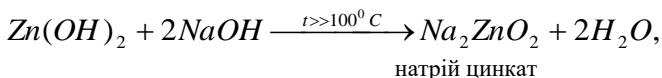
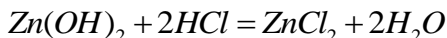
Розчинні у воді основи (луги) утворюються в результаті прямої гідратації розчинних у воді основних оксидів:



Нерозчинні у воді основи утворюються в результаті непрямой гідратації основних оксидів:



Амфотерні гідроксиди – це продукти непрямой гідратації амфотерних оксидів. Як і амфотерні оксиди, вони реагують як з кислотами, так і з лугами з утворенням солей. При взаємодії з кислотами вони поведуть себе як слабкі основи, а при взаємодії з лугами – як слабкі кислоти:



натрій тетрагідроксоцинкат

Експериментальна частина

І. Властивості основних оксидів

1. Вивчення властивостей купрум(II) оксиду та кальцій оксиду.

а) Взаємодія з водою.

У дві пробірки налити по 3-5 мл дистильованої води, додати 2-3 краплини фенолфталеїну, після чого в одну пробірку вносять невелику (на кінчику шпателя) кількість кальцій оксиду, а в другу – купрум(II) оксиду. Записати спостереження та скласти відповідні рівняння реакції.

б) Взаємодія з кислотами.

Встановити в штативі 2 пробірки. В одну пробірку внести невелику кількість кальцій оксиду, в другу – купрум(II) оксиду. В обидві пробірки налити по 1-2 мл розчину розведеної нітратної кислоти. Записати спостереження та рівняння реакцій.

II. Добування і властивості кислотних оксидів

1. Добування карбон(IV) оксиду.

У пробірку вносять шматочок мармуру, наливають 1-2 мл концентрованого розчину хлоридної кислоти. Пробірку закривають газовідвідною трубкою і досліджують властивості отриманого оксиду. Записати спостереження та скласти відповідне рівняння реакції добування карбон(IV) оксиду.

2. Вивчення властивостей карбон (IV) оксиду.

Встановити у штативі 2 пробірки. В одну налити 3-5 мл дистильованої води, додати 5-7 крапель метилоранжу, в іншу – вапняної води. Отриманий у попередньому досліді карбон(IV) оксид барботують у ці дві пробірки. Записати спостереження та відповідні рівняння реакцій.

III. Вивчення властивостей амфотерних оксидів

Встановити у штативі 3 пробірки, в які внести невеликі кількості цинк оксиду. В одну пробірку налити 3-5 мл дистильованої води і 3-5 крапель фенолфталеїну, в другу – 2-3 мл нітратної кислоти, в третю – 2-3 мл концентрованого розчину луку (калій гідроксиду). Записати спостереження та відповідні рівняння реакцій.

IV. Добування нерозчинних основ

В одну пробірку налити 1-2 мл ферум(III) хлориду, а у іншу – стільки ж хром(III) нітрату. В обидві пробірки додати розведеного розчину натрій гідроксиду до утворення осадів. Записати спостереження та рівняння реакцій.

V. Добування та властивості амфотерних гідроксидів

В пробірку налити 2-3 мл розчину алюміній сульфату і краплинами додавати розчин амоній гідроксиду до утворення осаду. Пухкий осад розділити на дві пробірки. До однієї пробірки додати рівний об'єм хлоридної кислоти, а до другої – стільки ж концентрованого розчину NaOH. Записати спостереження та

рівняння реакцій, зробити висновок про хімічний характер алюміній гідроксиду.

КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

Завдання. Для наведених нижче оксидів (таблиця 2):

1) вказати тип оксиду, скласти формулу гідратної сполуки даного оксиду, назвати речовини;

2) написати можливі рівняння реакції взаємодії даного оксиду та його гідрату з: водою, N_2O_5 , BaO , Al_2O_3 , H_2SO_4 , KOH , $Zn(OH)_2$.

Таблиця 2

№	Оксид	№	Оксид	№	Оксид	№	Оксид
1	CO_2	6	Cr_2O_3	11	CuO	16	MgO
2	Na_2O	7	SO_3	12	P_2O_5	17	Mn_2O_7
3	BeO	8	CrO	13	K_2O	18	MnO_2
4	SO_2	9	N_2O_5	14	Al_2O_3	19	CrO_3
5	BaO	10	ZnO	15	SiO_2	20	FeO

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2 КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПЛУК. ВЛАСТИВОСТІ КИСЛОТ ТА СОЛЕЙ

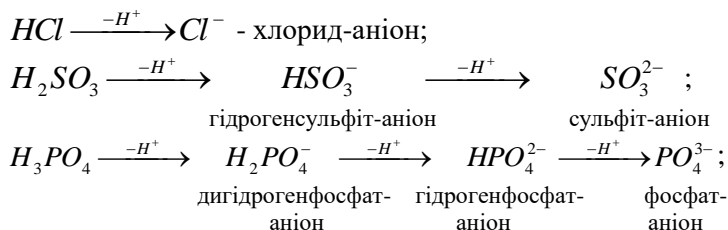
Теоретична частина

Кислотами називають речовини, які у водних розчинах дисоціюють на гідроген-катіони та аніони кислотних залишків.

Кислоти поділяють на **безоксигеновмісні** (H_2S , HCl , HBr , HF , HI) та **оксигеновмісні** (H_2SO_3 , H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4).

Число йонів гідрогену, які утворюються внаслідок дисоціації у водному розчині з однієї молекули кислоти, визначає **основність** кислоти. За основністю кислоти поділяють на одноосновні (HCl , HBr , HF , HI , HNO_3), двоосновні (H_2SO_4 , H_2SO_3), триосновні (H_3PO_4).

Кислотними залишками називають негативно заряджені йони, які утворюються в результаті відщеплення від молекули кислоти одного або кількох йонів гідрогену. Валентність кислотного залишку визначається числом йонів гідрогену, що відщепилися:



Кількість кислотних залишків відповідає кількості атомів гідрогену у кислоті, тобто її основності.

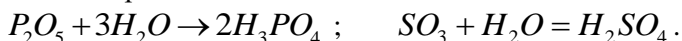
Назви кислот складаються з назви елемента, характерного для кислотного залишку (таблиця 3).

Таблиця 3

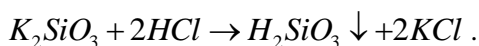
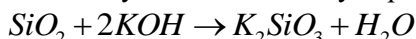
Систематичні назви кислот та кислотних залишків

Формула кислоти	Систематична назва	Формула кислотного залишку	Назва кислотного залишку
HCl	Хлоридна	Cl^-	Хлорид
HBr	Бромідна	Br^-	Бромід
HF	Флуоридна	F^-	Флуорид
HI	Йодидна	I^-	Йодид
HNO_3	Нітратна	NO_3^-	Нітрат
HNO_2	Нітритна	NO_2^-	Нітрит
H_2CO_3	Карбонатна	CO_3^{2-}	Карбонат
H_2SO_4	Сульфатна	SO_4^{2-}	Сульфат
H_2SO_3	Сульфітна	SO_3^{2-}	Сульфіт
H_2S	Сульфідна	S^{2-}	Сульфід
H_2SiO_3	Силікатна	SiO_3^{2-}	Силікат
H_3PO_4	Ортофосфатна, фосфатна	PO_4^{3-}	Ортофосфат, фосфат

Розчинні у воді кислоти отримують внаслідок прямої гідратації ангідридів кислот:

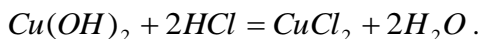
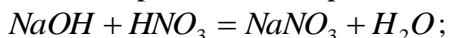


Нерозчинні у воді кислоти можна одержати непрямою гідратацією їх нерозчинних у воді ангідридів. Спочатку нерозчинний оксид переводять у розчинну сіль дією лугу, а потім дією сильної кислоти добувають відповідну нерозчинну кислоту:



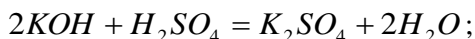
силікатна кислота

Кислоти реагують з основами з утворенням солі і води. Така реакція називається **реакцією нейтралізації**:

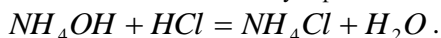


Солями називають складні речовини, які у водних розчинах дисоціюють на катіони основних та аніони кислотних залишків. Солі поділяють на середні, кислі та основні.

Середні солі – це продукти повної взаємної нейтралізації кислоти і основи:

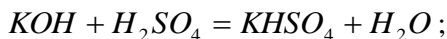


калій сульфат

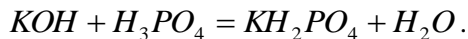


амоній хлорид

Кислі солі - продукти часткової нейтралізації багатоосновних кислот основами:

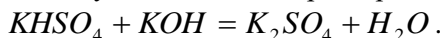


калій гідрогенсульфат

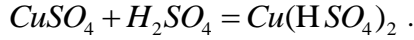


калій дигідрогенортофосфат

При додаванні лугів кислі солі перетворюються на середні:

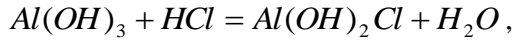


Кислі солі утворюються при додаванні кислоти до середньої солі:



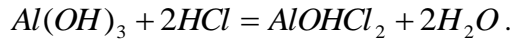
купрум(II) гідрогенсульфат

Основні солі – продукти часткової нейтралізації багато-кислотних основ кислотами:



алюміній

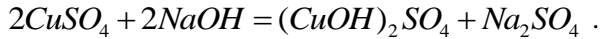
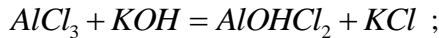
дигідроксид хлорид



алюміній

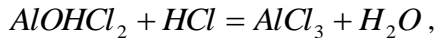
гідроксид хлорид

Основні солі утворюються при взаємодії лугу з надлишком середньої солі:

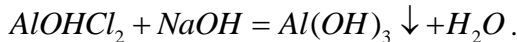


купрум(II) гідроксид сульфат

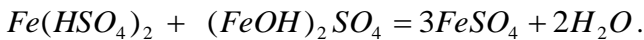
При додаванні кислоти малорозчинні основні солі перетворюються у розчинні середні солі:



а при додаванні лугу – у відповідну нерозчинну основу:



При змішуванні кислих та основних солей відбувається їх взаємна нейтралізація:



ферум(II)

гідрогенсульфат

ферум(II)

гідроксид сульфат

Експериментальна частина

I. Одержання середніх солей

1. В пробірку налити 1-2 мл розчину натрій гідроксиду, додати 2 краплі фенолфталеїну, потім додавати краплями хлоридну кислоту. Пояснити зміну забарвлення розчину. Написати відповідне рівняння реакції.

2. Налити в пробірку 1-2 мл розчину натрій ортофосфату і додати стільки ж розчину кальцій хлориду до утворення осаду. Записати спостереження та рівняння реакції.

II. Одержання та властивості кислих солей

1. До вмісту пробірки з попереднього досліду (I.2) додавати краплинами ортофосфатну кислоту до розчинення осаду. Записати спостереження та рівняння реакції перетворення середньої солі в кислоту. Скільки кислих солей можна одержати? Записати їх формули та назви.

2. Налити $\frac{1}{4}$ пробірки вапняної води (розчин $Ca(OH)_2$) і пропускати вуглекислий газ до утворення осаду. Записати спостереження та рівняння реакції.

Продовжувати пропускати вуглекислий газ до розчинення осаду. Записати спостереження та рівняння реакції.

До утвореного розчину долити вапняної води. Записати спостереження та рівняння реакції.

III. Одержання та властивості основних солей

1. В пробірку налити 1-2 мл розчину купрум(II) сульфату, додати 1-2 краплі розбавленого розчину натрій гідроксиду. Відмітити колір одержаного осаду основної солі, написати рівняння реакції.

2. Вміст пробірки розділити на три частини. До однієї пробірки додати надлишок лугу. Спостерігати зміну кольору осаду. Написати рівняння реакції перетворення основної солі в відповідний гідроксид.

До вмісту другої пробірки додати розчин сульфатної кислоти. Спостерігати зміну кольору осаду. Написати рівняння реакції перетворення основної солі в середню.

Вміст пробірок з осадами основної солі і гідроксиду довести до кипіння. Де і чому змінюється забарвлення? Написати рівняння відповідної реакції.

КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

Завдання. Складіть рівняння реакцій та назвіть всі речовини, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення (таблиця 4):

Таблиця 4

№	Схема перетворення
1	2
1	$Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe(HSO_4)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow FeOHSO_4 \rightarrow (Fe(OH)_2)_2SO_4 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$
2	$Ca(OH)_2 \rightarrow CaHPO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow (CaOH)_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$
3	$CrCl_3 \rightarrow CrOHCl_2 \rightarrow Cr(OH)_2Cl \rightarrow Cr(OH)_3 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 \rightarrow Cr(HSO_4)_3 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3$
4	$ZnSO_4 \rightarrow Zn(HSO_4)_2 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow (ZnOH)_2SO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$
5	$Mg(OH)_2 \rightarrow (MgOH)_2SO_3 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgSO_3 \rightarrow Mg(HSO_3)_2 \rightarrow MgSO_3 \rightarrow Mg(OH)_2$
6	$Cr_2(SO_4)_3 \rightarrow Cr(HSO_4)_3 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3$ ↓ $CrOHSO_4 \rightarrow Cr(OH)_3 \rightarrow NaCrO_2$
7	$Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2$ ↓ ↓ $CaHPO_4 \quad (CaOH)_3PO_4$
8	$Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe(HSO_4)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow FeOHSO_4 \rightarrow FeSO_4$
9	$CoCl_2 \rightarrow CoOHCl \rightarrow Co(OH)_2 \rightarrow CoSO_4 \rightarrow Co(HSO_4)_2$
10	$AlCl_3 \rightarrow AlOHCl_2 \rightarrow Al(OH)_2Cl \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(HSO_4)_3$
11	$FeCl_3 \rightarrow FeOHCl_2 \rightarrow Fe(OH)_2Cl \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$

Продовження таблиці 4

12	$MgSO_4 \rightarrow Mg(HSO_4)_2 \rightarrow MgSO_4 \rightarrow (MgOH)_2SO_4 \rightarrow$ $\rightarrow Mg(OH)_2.$
13	$CuSO_4 \rightarrow (CuOH)_2SO_4 \rightarrow Cu(OH)_2$ \downarrow $Cu(HSO_4)_2 \rightarrow CuSO_4$
14	$CuSO_4 \rightarrow (CuOH)_2SO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow Cu(HSO_4)_2 \rightarrow CuSO_4$
15	$ZnCl_2 \rightarrow ZnOHCl \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(HSO_4)_2$ \downarrow $ZnCl_2$
16	$Mg_3(PO_4)_2 \rightarrow MgHPO_4$ $\downarrow \qquad \qquad \downarrow$ $Mg(H_2PO_4)_2 \quad (MgOH)_3PO_4 \rightarrow Mg_3(PO_4)_2$
17	$Ba(NO_3)_2 \rightarrow BaOHNO_3 \rightarrow Ba(OH)_2 \rightarrow BaCO_3 \rightarrow$ $\rightarrow Ba(HCO_3)_2$
18	$CrSO_4 \rightarrow (CrOH)_2SO_4 \rightarrow Cr(OH)_2 \rightarrow CrSO_4 \rightarrow Cr(HSO_4)_2$
19	$Mn(OH)_2 \rightarrow (MnOH)_2SO_3 \rightarrow Mn(OH)_2 \rightarrow MnSO_3 \rightarrow$ $\rightarrow Mn(HSO_3)_2 \rightarrow MnSO_3 \rightarrow Mn(OH)_2$
20	$Be(OH)_2 \rightarrow BeSO_4 \rightarrow Be(SO_4)_3$ \downarrow $BeOHNO_3 \rightarrow Be(OH)_2 \rightarrow Na_2BeO_2$

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3 РЕАКЦІЇ ООБМІНУ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Теоретична частина

Електроліти – це речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм за рахунок дисоціації на йони.

Електролітична дисоціація – розпад структурних одиниць речовини на йони під дією розчинника.

Речовини, які практично повністю дисоціюють на йони в розчинах, називаються **сильними електролітами**.

Електроліти, які частково дисоціюють або є нерозчинними, називаються **слабкими електролітами**.

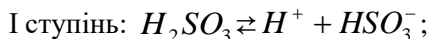
Електроліти

СИЛЬНІ:	СЛАБКІ:
1. Розчинні у воді солі; 2. Кислоти: HNO₃, HClO₄, HCl, HBr, HI, H₂SO₄ (за I ступенем дисоціації); 3. Гідроксиди лужних та лужно-земельних металів: LiOH, NaOH, KOH, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂ (за I ступенем дисоціації)	1. Малорозчинні у воді солі; 2. Більшість органічних кислот (CH₃COOH); 3. H₂CO₃, H₂SiO₃, H₂S, HCN, H₂SO₃ ; 4. NH₄OH та малорозчинні у воді гідроксиди металів: Cu(OH)₂, Fe(OH)₃, Al(OH)₃, Mg(OH)₂, Pb(OH)₂, Cr(OH)₃

Кількісною характеристикою електролітичної дисоціації є ступінь дисоціації (α), який дорівнює відношенню числа дисоційованих молекул ($N_{\text{дис.}}$) до загального числа молекул електроліту ($N_{\text{заг.}}$) в розчині:

$$\alpha = \frac{N_{\text{дис.}}}{N_{\text{заг.}}}$$

Процес дисоціації багатоосновних кислот та багатокислотних основ відбувається ступінчасто. Наприклад, дисоціація сульфитної кислоти відбувається таким чином:



II ступінь: $HSO_3^- \rightleftharpoons H^+ + SO_3^{2-}$.

Константа рівноваги слабого електроліту K називається константою дисоціації $K_{дис.}$. Вона як і ступінь дисоціації є кількісною мірою здатності електроліту дисоціювати у розчині. Для розчину сульфитної кислоти, яка дисоціює за I ступенем, константа дисоціації має вираз:

$$K_{дис.1} = \frac{[H^+][HSO_3^-]}{[H_2SO_3]}; K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7},$$

а за II ступенем:

$$K_{дис.2} = \frac{[H^+][SO_3^{2-}]}{[HSO_3^-]}; K_2 = 4,8 \cdot 10^{-7}.$$

Чим менше значення $K_{дис.}$, тим електроліт є слабкішим. Між константою дисоціації та ступенем дисоціації є зв'язок, відомий під назвою закону розведення Оствальда:

$$K_{дис.} = \alpha^2 \cdot C_M,$$

$$\text{звідки } \alpha = \sqrt{\frac{K_{дис.}}{C_M}}.$$

Реакції обміну в розчинах електролітів відбуваються в напрямку утворення слабких електролітів, виділення газу і утворення осаду.

Експериментальна частина

I. Реакції з утворення малорозчинних сполук

1. В дві пробірки налити розчини солей: в першу – 5-6 крапель натрій сульфату, а в другу – 5-6 крапель алюміній сульфату.

В обидві пробірки додати по краплях розчину барій хлориду до одержання осаду. Записати спостереження та написати рівняння реакцій в йонно-молекулярній формі.

2. До 2-3 мл розчину цинк сульфату додайте по краплинах розчин натрій гідроксиду до утворення осаду. Отриманий осад поділіть на дві частини. До однієї додайте розчин хлоридної

кислоти, до другої – розчин гідроксиду натрію. Що відбувається? Складіть рівняння реакцій у молекулярній та йонно-молекулярній формах.

II. Реакції з утворенням газоподібних сполук

В одну пробірку насипати кристалічного кальцій карбонату і додати 5-6 крапель хлоридної кислоти. В другу пробірку налити 5-6 крапель розчину натрій карбонату і додати стільки ж розчину ацетатної кислоти. Відмітити виділення газу в обох пробірках. Написати рівняння в йонно-молекулярній формі.

III. Визначення напрямку протікання йоннообмінних реакцій за участю електролітів

а) В пробірку налейте 5-6 крапель розчину амоній хлориду і додайте 4-5 крапель 1 н. розчину натрій гідроксиду. Перемішайте, визначте за запахом, який слабкий електроліт утворився.

б) Внесіть в пробірку декілька кристалів натрій ацетату і додайте 5-6 крапель 1 н. розчину хлоридної кислоти. Перемішайте, визначте за запахом утворену сполуку.

Запишіть рівняння реакцій в йонно-молекулярній формі.

КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

Завдання 1. Скласти молекулярні, повні та скорочені йонно-молекулярні рівняння взаємодії між речовинами, наведеними у таблиці 5:

Таблиця 5

№	Речовини, що реагують	№	Речовини, що реагують
1	$Fe(OH)_3$ та H_2SO_4	11	KOH та H_2SiO_3
2	$CaCO_3$ та H_2SO_4	12	$Zn(OH)_2$ та H_2SO_4
3	$Al(OH)_3$ та H_2SO_4	13	$Al(OH)_3$ та $NaOH$
4	FeS та HNO_3	14	$CuCl_2$ та KOH
5	$Cr(OH)_3$ та HCl	15	$Cr(NO_3)_3$ та $NaOH$

Продовження таблиці 5

6	$Mg(OH)_2$ та H_2SO_4	16	$Ba(HSO_4)_2$ та $Ba(OH)_2$
7	$NaOH$ та H_2S	17	$CaOHNO_3$ та HNO_3
8	$NaOH$ та H_3PO_4	18	NH_4OH та H_2SO_4
9	$Zn(OH)_2$ та $NaOH$	19	$(NH_4)_2SO_4$ та $NaOH$
10	$Fe_2(SO_4)_3$ та $LiOH$	20	CuS та HNO_3

Завдання 2. Написати повні йонно-молекулярні рівняння та молекулярні однієї з реакцій, які описуються скороченими рівняннями, наведеними у таблиці 6:

Таблиця 6

№	Речовини, що реагують
1	2
1	$ZnOH^+ + H^+ = Zn^{2+} + H_2O$
2	$HCO_3^- + H^+ = CO_2 + H_2O$
3	$CuOH^+ + OH^- = Cu(OH)_2 \downarrow$
4	$H^+ + OH^- = H_2O$
5	$Zn(OH)_2 + 2OH^- = [Zn(OH)_4]^{2-}$
6	$HS^- + OH^- = S^{2-} + H_2O$
7	$NO_2^- + H^+ = HNO_2$
8	$Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2 \downarrow$
9	$Pb^{2+} + 2I^- = PbI_2 \downarrow$
10	$S^{2-} + H^+ = H_2S$
11	$Cu^{2+} + S^{2-} = CuS$
12	$Al^{3+} + 3OH^- = Al(OH)_3 \downarrow$
13	$Pb(OH)_2 + 2OH^- = PbO_2^{2-} + 2H_2O$
14	$CH_3COO^- + H^+ = CH_3COOH$
15	$HSO_4^- + OH^- = SO_4^{2-} + H_2O$
16	$CaCO_3 + 2H^+ = Ca^{2+} + H_2O + CO_2$
17	$Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3 \downarrow$
18	$Cu^{2+} + S^{2-} = CuS$
19	$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4 \downarrow$
20	$Ag^+ + Cl^- = AgCl \downarrow$

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4 ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ ВОДИ. ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК (*pH*) РОЗЧИНІВ. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Теоретична частина

Вода - слабкий електроліт. Ступінь дисоціації води при 22°C $\alpha_{H_2O} = 1,8 \cdot 10^{-9}$. Це означає, що у воді об'ємом 1 л при цій температурі тільки 10^{-7} моль дисоціюють на йони:



При цьому утворюється 10^{-7} моль $[H^+]$ і 10^{-7} моль $[OH^-]$.

Добуток концентрацій гідроген- і гідроксид-йонів називають **йонним добутком води** (K_{H_2O}) і при 22°C становить:

$$K_{H_2O} = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14} \text{ (моль/л)}^2.$$

Розчини, в яких концентрації гідроген- і гідроксид-йонів однакові і дорівнюють 10^{-7} моль/л, називають **нейтральними**.

Розчини, в яких концентрація $[H^+]$ перевищує концентрацію $[OH^-]$ називають **кислими**.

Розчини, де концентрація $[H^+]$ менша ніж $[OH^-]$ є **лужними**.



Кислотність розчину виражають через концентрацію H^+ . Для зручності замість концентрації гідроген-йонів використовують водневий показник *pH*.

Водневий показник pH – це від’ємний десятковий логарифм концентрації гідроген-іонів:

$$pH = -\lg[H^+], \text{ а } pOH = -\lg[OH^-], \text{ } pH + pOH = 14.$$

В нейтральних розчинах $pH = 7$, в кислих – $pH < 7$, а в лужних – $pH > 7$. Для експериментального визначення pH розчинів користуються універсальними індикаторами (рис. 2).

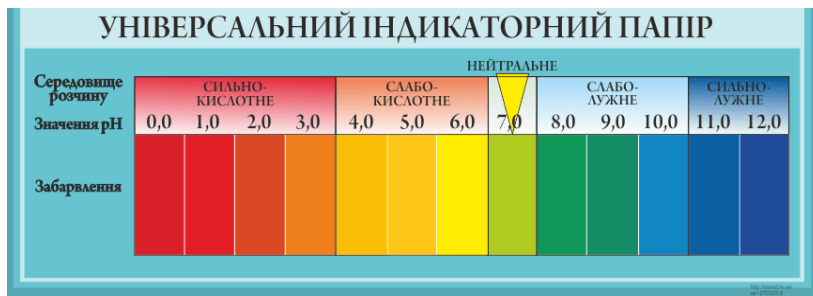


Рис. 2. Шкала зі значеннями pH універсального індикатора

Для обчислення pH розчинів користуються формулами:

1. В розчинах сильних одноосновних кислот pH визначається за формулою: $pH = -\lg C_M$ (кислоти).

2. В розчинах слабких одноосновних кислот:

$$pH = \frac{1}{2} pK - \frac{1}{2} \lg C_M \text{ (кислоти)},$$

де pK – показник константи дисоціації кислоти.

3. Для розчинів сильних однокислотних основ:

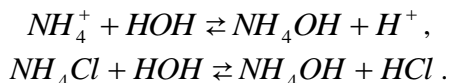
$$pH = 14 - pOH = 14 + \lg C_M \text{ (лугу)}$$

4. Для розчинів слабких однокислотних основ:

$$pH = 14 - \frac{1}{2} (pK - \lg C_M)$$

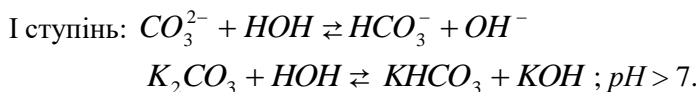
Гідроліз солі – це обмінна реакція йонів солі з молекулами води, в результаті якої утворюється слабкий електроліт і змінюється pH середовища.

Гідролізуються лише ті солі, до складу яких входить залишок слабого електроліту, наприклад NH_4Cl :



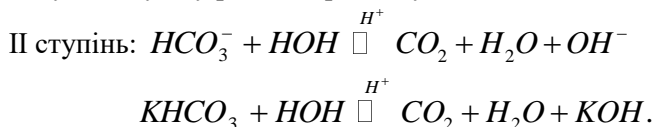
В результаті гідролізу цієї солі утворюється слабка основа NH_4OH і сильна кислота HCl , pH цього розчину буде кислим ($pH < 7$).

Солі, до складу яких входять багатозарядні залишки слабких електролітів, гідролізуються ступінчасто, наприклад K_2CO_3 :



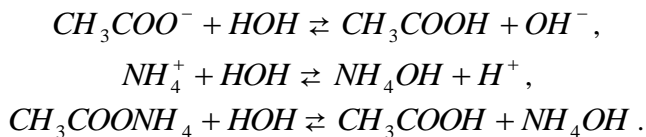
Як правило, самовільно гідроліз відбувається тільки за

I ступенем. Щоб змістити йонну рівновагу і підсилити гідроліз цієї солі, необхідно додати сильну кислоту, щоб нейтралізувати лужну реакцію розчину.



Продуктами повного гідролізу цієї солі буде слабка карбонатна кислота ($CO_2 + H_2O$) і сильна основа KOH .

Якщо сіль утворена слабкою кислотою і слабкою основою, то гідроліз такої солі одночасно відбувається за катіоном і за аніоном, наприклад CH_3COONH_4 :



Реакція такої солі майже нейтральна.

Експериментальна частина

I. Визначення величини pH розчинів електролітів

За величиною pH можна не тільки визначити реакцію середовища розчину електроліту, а й порівняти силу відповідних кислот і основ.

а) В одну пробірку налейте 5-6 крапель 0,1н. розчину CH_3COOH , а в другу 5-6 крапель 0,1н. HCl і додайте до них 1-2 краплі універсального індикатора або на полоску універсального індикаторного паперу нанесіть скляною паличкою декілька крапель розчину CH_3COOH і HCl . Визначте pH досліджуваних розчинів. Зробіть висновок відносно сили ацетатної кислоти. Порівняйте значення pH за універсальним індикаторним папером з розрахунковими значеннями pH 0,1н. CH_3COOH і 0,1н. HCl .

б) Аналогічно визначте pH 0,1н. розчину NH_4OH та 0,1н. $NaOH$. Порівняйте ці значення з розрахунковими. Зробіть висновок про силу амоній гідроксиду.

I. Визначення реакції середовища в розчинах солей

В чотири пробірки наливаємо 1/3 пробірки дистильованої води. В першу пробірку додаємо 5-6 крапель натрій ацетату, в другу – 5-6 крапель натрій карбонат, в третю – стільки ж ферум(III) хлориду, а в четверту – стільки ж калій хлориду. За допомогою універсального індикаторного паперу визначаємо pH розчинів солей. Записуємо рівняння гідролізу солей, які гідролізувались. Яка з солей не гідролізувалась? Які солі гідролізуються ступінчасто?

III. Фактори, які посилюють ступінь гідролізу солей

а) В пробірку з розчином ферум(III) хлориду (з досліду II) додати 5-6 крапель натрій гідроксиду, а в пробірку з натрій карбонатом – додати 5-6 крапель хлоридної кислоти. Записати спостереження та йонно-молекулярні рівняння повного гідролізу цих солей.

б) В пробірку налити 1/3 дистильованої води, додати 5-6 крапель ферум(III) хлориду та стільки ж натрій карбонату.

Відмітити утворення осаду та виділення газу. Записати йонно-молекулярне рівняння спільного гідролізу цих солей.

КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

Завдання 1.

А) Визначити водневий та гідроксильний показники розчину в 500 мл якого розчинено 2,0 г натрій гідроксиду.

Б) Чому алюміній сульфат використовують при очищенні природних та стічних вод.

Завдання 2.

А) Водневий показник розчину натрій гідроксиду дорівнює 12. Визначити молярність цього розчину та масу натрій гідроксиду, що міститься в 1 л цього розчину.

Б) Яким чином можна посилити гідроліз солей ферум(III) хлориду та натрій фосфату. Відповідь обґрунтувати.

Завдання 3.

А) Визначити pH та pOH розчину калій гідроксиду, якщо в 100 мл цього розчину міститься 5,6 г KOH .

Б) Які з даних солей є гідролітично кислими: Na_2SO_4 , $MgSO_4$, $NaNO_2$, $Al(NO_3)_3$? Написати рівняння гідролізу цих солей в йонно-молекулярній формі.

Завдання 4.

А) Визначити водневий показник розчину, в 1 л якого знаходиться 3,5 г амоній гідроксиду.

Б) Які з даних солей є гідролітично лужними: K_2CO_3 , KNO_3 , $Cu(NO_3)_2$, Na_2S ? Написати рівняння гідролізу цих солей в йонно-молекулярній формі.

Завдання 5.

А) Визначити pH 0,01M розчину амоній хлориду в результаті гідролізу цієї солі.

Б) Написати йонно-молекулярні рівняння гідролізу солей: $ZnSO_4$, $Al(NO_3)_3$, $CaCl_2$? Яке значення pH (більше чи менше) мають розчини цих солей?

Завдання 6.

А) Визначити pH та pOH 0,01M розчину нітратної кислоти.

Б) Написати рівняння спільного гідролізу солей натрій карбонату та ферум(III) хлориду.

Завдання 7.

А) Концентрація іонів H^+ в розчині нітратної кислоти дорівнює $1 \cdot 10^{-2}$ моль/л. Визначити концентрацію гідроксид-іонів в цьому розчині, pH та pOH цього розчину.

Б) Написати рівняння гідролізу солей $ZnSO_4$, KNO_3 , $Al(NO_3)_3$ та $FeCl_3$.

Завдання 8.

А) Визначити pH та pOH розчину калій гідроксиду, якщо концентрація іонів H^+ в цьому розчині дорівнює $1 \cdot 10^{-12}$ моль/л.

Б) Написати йонно-молекулярне рівняння спільного гідролізу солей алюміній сульфату та натрій силікату.

Завдання 9.

А) pH розчину амоній гідроксиду дорівнює 11,12. Визначити масу амоній гідроксиду, що міститься в 100 мл цього розчину.

Б) Написати йонно-молекулярне рівняння гідролізу калій нітриту та визначити ступінь гідролізу цієї солі?

Завдання 10.

А) Яку масу хлоридної кислоти потрібно взяти, щоб отримати 1л розчину, pH якого дорівнює 2.

Б) Написати рівняння спільного гідролізу солей калій сульфіді та цинк хлориду.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 5 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Теоретична частина

Реакції, які супроводжуються зміною ступенів окиснення хімічних елементів, називають **окисно-відновними (ОВР)**.

Ступінь окиснення – це умовний заряд на атомі в молекулі або кристалі, обчислений з припущенням, що всі спільні електронні пари повністю зміщені в бік більш електронегативного елемента.

Ступінь окиснення визначається числом відданих або прийнятих електронів у речовинах з йонним зв'язком та числом електронів у складі спільних електронних пар, що зумовлюють ковалентний полярний зв'язок.

Атоми металічних елементів можуть тільки віддавати електрони, тому в сполуках вони виявляють позитивні ступені окиснення.

$$\begin{array}{l} \text{Металічні } \square \\ \text{елементи } \square \\ \text{вищий ступінь окиснення} = \text{максимальне число втрачених електронів} = \text{номер групи} \\ \text{нижчий ступінь окиснення} = 0 \end{array}$$

Атоми неметалічних елементів можуть виявляти як позитивний, так і негативний ступінь окиснення.

$$\begin{array}{l} \text{Неметалічні } \square \\ \text{елементи } \square \\ \text{вищий ступінь окиснення} = \text{максимальне число втрачених електронів} = \text{номер групи} \\ \text{нижчий ступінь окиснення} = \text{максимальне число прийнятих електронів} = \text{мінус } 8 \end{array}$$

Окисно-відновну реакцію можна подати як сукупність двох взаємопов'язаних процесів (напівреакцій) — **окиснення та відновлення**. **Окиснення** – процес віддавання електронів атомом (йоном або молекулою), що супроводжується збільшенням їхнього ступеня окиснення. **Відновлення** – процес приєднання електронів атомом (йоном або молекулою), що супроводжується зниженням їхнього ступеня окиснення. **Окисники** — це атоми, йони або молекули, які в даній окисно-відновній реакції приєднують електрони (їхній ступінь окиснення знижується, оскільки вони відновлюються). **Відновники** — це атоми, йони або молекули, які в даній окисно-

відновній реакції віддають електрони (їхній ступінь окиснення збільшується, оскільки вони окиснюються).

Для складання окисно-відновних реакцій застосовують метод електронного балансу. В ОВР число електронів, які втрачає відновник, дорівнює числу електронів, які приєднує окисник.

Послідовність дій в методі електронного балансу є така:

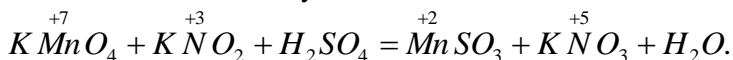
1. Скласти схему реакцій із зазначенням вихідних речовин і продуктів реакцій.

2. Визначити ступінь окиснення атомів хімічних елементів у речовинах правої і лівої частини схеми; позначити елементи, ступінь окиснення атомів яких змінюється.

3. Скласти рівняння процесів відновлення та окиснення; знайти відношення числа електронів, які приймаються (притягуються) під час відновлення і віддаються (відтягуються) в процесі окиснення.

4. Додати рівняння напівреакцій процесів окиснення і відновлення з урахуванням знайденого відношення числа електронів.

Розглянемо основні правила складання ОВР на прикладі взаємодії калій перманганату з калій нітритом в кислому середовищі. Визначаємо ступені окиснення елементів:

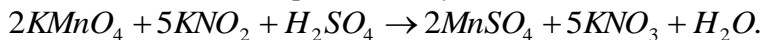


Після цього визначають кількість електронів, які віддає відновник та кількість електронів, які приєднує окисник. Для цього складають рівняння, в яких кількість електронів, що приєднується або віддається, визначають як різницю між ступенями окиснення окисника і відновника до реакції і після неї:

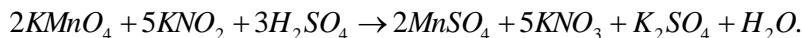
$$\begin{array}{r|l} \overset{+7}{Mn} + \overset{-}{5e} = \overset{+2}{Mn} & 2 \\ \overset{+3}{N} - \overset{-}{2e} = \overset{+5}{N} & 5 \end{array}$$

Отже, відновлення Мангану $\overset{+7}{Mn} \rightarrow \overset{+2}{Mn}$ відповідає приєднанню п'яти електронів, а окиснення Нітрогену $\overset{+3}{N} \rightarrow \overset{+5}{N}$ - віддачі двох електронів. Для балансу електронів (приєднується і

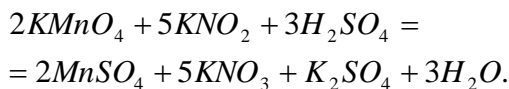
віддається $10e^-$) потрібно, щоб відновлення двох Mn^{+7} у реакції витрачалося п'ять N^{+3} , тобто коефіцієнти в рівнянні реакції біля окисника і відновника дорівнюватимуть двом і п'яти:



Після цього розставляють коефіцієнти для інших речовин, що беруть участь у реакції. Причому спочатку знаходять коефіцієнти для всіх катіонів (крім H^+), а потім – для аніонів. Щоб урівняти для цієї реакції кількість йонів калію у лівій і правій частинах рівняння, потрібна одна молекула K_2SO_4 , а для зв'язування всіх катіонів мангану і калію слід взяти три молекули H_2SO_4 :



На основі балансу атомів Гідрогену визначають кількість молекул води:



Кількість атомів Оксигену в ОБР не урівнюють, а баланс Оксигену використовують для перевірки знайдених коефіцієнтів.

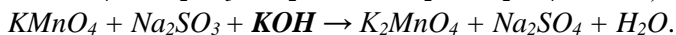
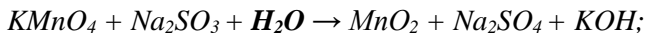
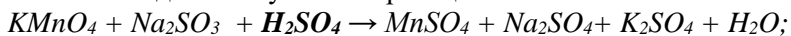
Експериментальна частина

I. Калій перманганат як окисник в різних середовищах (як відновник можна застосувати розчини Na_2SO_3 , $FeSO_4$, KNO_2). В три пробірки налити 2-3 мл розведеного розчину $KMnO_4$.

До першої пробірки додати 2-3 краплі 1М розчину сульфатної кислоти, до другої – стільки ж дистильованої води, до третьої – таку ж кількість розчину лугу. Далі, до усіх трьох пробірок додати по декілька кристалів натрій сульфіту (Na_2SO_3), розмішати до повного розчинення кристалів. Через 3-4 хвилини зафіксувати зміну кольору розчинів та випадіння осаду в одній з трьох пробірок.

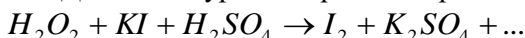
Занотувати спостереження, скласти схеми окисно-відновних процесів, враховуючи що колір сполук мангану залежить від його ступеня окиснення: йон MnO_4^{2-} – зелений, Mn^{2+}

– безбарвний, MnO_2 – випадає у вигляді бурого осаду. Урівняти рівняння реакції методом електронного балансу, визначити окисник та відновник у кожній реакції:



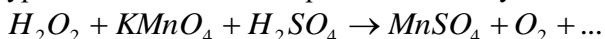
II. Гідроген пероксид як окисник

До 2 мл розчину KI долити 1 мл розчину сульфатної кислоти і декілька краплин розчину H_2O_2 . Записати спостереження. Дописати і урівняти рівняння реакції:



III. Гідроген пероксид як відновник

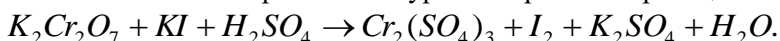
До 2-3 мл розчину $KMnO_4$ долити 1 мл H_2SO_4 та декілька крапель розчину H_2O_2 до знебарвлення. Закінчити рівняння реакції і урівняти методом електронного балансу:



IV. Відновлення калій дихромату калій йодидом

До 2-3 мл розчину $K_2Cr_2O_7$ долити 1 мл розчину H_2SO_4 та декілька крапель розчину KI до зміни забарвлення розчину.

Записати спостереження та урівняти рівняння реакції:



Визначити окисник та відновник.

КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

Методом електронного балансу урівняти окисно-відновні реакції, вказати окисник та відновник (таблиця 7):

Таблиця 7

№	Схема окисно-відновної реакції
1	2
1	1) $KMnO_4 + HCl \rightarrow Cl_2 + KCl + MnCl_2 + H_2O$ 2) $Zn + HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$
2	1) $MnO_2 + NaNO_3 + NaOH \rightarrow Na_2MnO_4 + NaNO_2 + H_2O$ 2) $H_2SO_3 + Br_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HBr$
3	1) $KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + O_2 + K_2SO_4 + H_2O$ 2) $FeCl_2 + KClO_3 + HCl \rightarrow FeCl_3 + KCl + H_2O$

Продовження таблиці 7

4	1) $NaCrO_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O$
	2) $K_2MnO_4 + Cl_2 \rightarrow KMnO_4 + KCl$
5	1) $KI + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + H_2O + K_2SO_4$
	2) $K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + H_2S \rightarrow S + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$
6	1) $P + HIO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + HI$
	2) $H_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + S + H_2O$
7	1) $PbO_2 + MnSO_4 + HNO_3 \rightarrow PbSO_4 + Pb(NO_3)_2 + HMnO_4 + H_2O$
	2) $NaCrO_2 + H_2O_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + H_2O$
8	1) $MnO_2 + K_2CO_3 + KNO_3 \rightarrow K_2MnO_4 + KNO_2 + CO_2$
	2) $Sn + H_2SO_4 \rightarrow Sn(SO_4)_2 + SO_2 + H_2O$
9	1) $Na_2SO_3 + Br_2 + H_2O \rightarrow Na_2SO_4 + HBr$
	2) $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$
10	1) $Cl_2 + KOH \rightarrow KCl + KClO_3 + H_2O$
	2) $Pt + HNO_3 + HCl \rightarrow PtCl_4 + NO + H_2O$
11	1) $FeSO_4 + HNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + NO + H_2O$
	2) $K_2Cr_2O_7 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + S + H_2O$
12	1) $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow N_2 + Cr_2O_3 + H_2O$
	2) $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2S + H_2O$
13	1) $Na_2SO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$
	2) $PbS + HNO_3 \rightarrow PbSO_4 + NO_2 + H_2O$
14	1) $Mg + HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + N_2O + H_2O$
	2) $FeSO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
15	1) $NaCrO_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O$
	2) $K_2MnO_4 + Cl_2 \rightarrow KMnO_4 + KCl$
16	1) $Zn + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$
	2) $SO_2 + HBrO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + Br_2$
17	1) $Na_2SO_3 + KMnO_4 + KOH \rightarrow Na_2SO_4 + K_2MnO_4 + H_2O$
	2) $NO + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow HNO_3 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$
18	1) $HNO_2 + PbO_2 + H_2SO_4 \rightarrow HNO_3 + PbSO_4 + H_2O$
	2) $NaCrO_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O$
19	1) $KI + CuCl_2 \rightarrow I_2 + CuI + KCl$
	2) $MnSO_4 + PbO_2 + HNO_3 \rightarrow HMnO_4 + Pb(NO_3)_2 + PbSO_4 + H_2O$
20	1) $H_2S + H_2SO_4 \rightarrow S + SO_2 + H_2O$
	2) $HCl + HClO_3 \rightarrow Cl_2 + H_2O$

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 6 РЕАКЦІЇ ОСАДЖЕННЯ БІЛКІВ

Експериментальна частина

I. Висолювання білків

У водному розчині білкові молекули заряджені і гідратовані, що забезпечує стійкість білкових розчинів. При високій концентрації солей, йони яких теж, гідратовані, відбувається руйнування водних оболонок білкових молекул. Крім того, йони солей адсорбуються на поверхні білкової молекули, внаслідок чого зменшується заряд молекули білка, частинки білка менше відштовхуються, злипаються, випадають в осад.

Амоній сульфат має різко виражену висолюючу здатність і осаджує білки в нейтральному середовищі, а ще краще – у слабо кислому. Інші солі, наприклад натрій хлорид, осаджують білки лише при підкисненні розчину.

Для висолювання різних білків потрібна різна концентрація одних і тих же солей. Отже, білки можна висолювати фракційно. Так, глобуліни випадають в осад при напівнасичені розчину амоній сульфатом, а альбуміни осаджуються при повному насиченні.

II. Хід процесів висолювання білків

Наливають у пробірку 1,5-2,0 см³ розчину білка, додають рівний об'єм насиченого розчину амоній сульфату і струшують суміш. З'являється помутніння від утвореного осаду глобулінів. Слід звернути увагу на те, щоб розчин амоній сульфату був дійсно насичений, тобто на дні посудини з розчином був осад.

Мутну рідину фільтрують крізь складчастий фільтр. Частину прозорого фільтрату нагрівають до кипіння і спостерігають згортання альбумінів, що знаходились у розчині. До іншої частини фільтрату додають при перемішуванні надлишок амоній сульфату у вигляді порошку до припинення

його розчинення. З'являється помутніння, альбуміни випадають в осад.

Осадження білків солями лужних металів і амонію є оборотним процесом. При додаванні води білки знову розчиняються.

III. Згортання білків при нагріванні

У п'ять пробірок наливають по 2 см³ розчину білка.

1. Нагрівають вміст першої пробірки. Осад білка з'являється ще до того, як рідина закипить.

2. Додають до другої пробірки одну краплину розчину ацетатної кислоти ($w=1\%$) і нагрівають. Осад випадає швидше внаслідок того, що при підкисненні pH розчину наближається до ізоелектричної точки білка.

3. У третю пробірку додають близько 0,5 см³ розчину ацетатної кислоти ($w=10\%$) і нагрівають. Осад білка не утворюється навіть при кип'ятінні.

У даному випадку надлишок ацетатної кислоти призводить до перезарядки молекул білка, молекули отримують позитивний заряд, взаємно відштовхуються, і осад не утворюється.

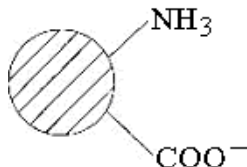
4. У четверту пробірку додають 0,5 см³ розчину ацетатної кислоти ($w=10\%$), декілька крапель насиченого розчину натрій хлориду і нагрівають. Утворюється осад білка.

5. У п'яту пробірку вносять близько 0,5 см³ розчину натрій гідроксиду і нагрівають. Осад білка не утворюється навіть при кипінні.

Причина полягає в тому, що досліджуваний білок кислий і молекули його мають заряд (-), а $pI < 7,0$. Якщо pH середовища більше від значення ізоелектричної точки білка, то білкові молекули матимуть негативний заряд (-). Отже, лужне середовище буде перешкоджати досягненню кислим білком ізоелектричного стану ($pH < 7,0$), і білок не випадатиме в осад.

Сильно кисле середовище теж стимулюватиме досягнення білком ізоелектричного стану, особливо для основних білків, у яких $pI > 7,0$.

Білки як амфотерні електроліти дисоціюють як кислоти і як основи. У водному середовищі, особливо поблизу ізоелектричної точки, молекули білка є біполярними йонами:



У кислому середовищі зменшується дисоціація білка по карбоксильних групах, молекула отримує позитивний заряд і знаходиться в розчині навіть при кип'ятінні.

У лужному середовищі зменшується протонізація аміногруп білка, молекули отримують негативний заряд і залишаються у розчині навіть при кип'ятінні.

Додавання до розчину білка нейтральних солей полегшує і прискорює згортання білків при кип'ятінні внаслідок дегідратації. Згортання білків при нагріванні відбувається внаслідок їх денатурації – порушення четвертинної, третинної, вторинної структури молекул – і є процесом практично незворотним.

IV. Осадження білків концентрованими мінеральними кислотами

У три пробірки наливають по 1-2 см³ концентрованих нітратної, сульфатної і хлоридної кислот. Потім, нахиливши кожну пробірку, по стінці доливають до неї з піпетки по 0,5 см³ досліджуваного розчину білка так, щоб він не змішувався з кислотою. На межі двох рідин з'являється білий аморфний осад білка. При струшуванні осад, що утворився при дії хлоридної і сульфатної кислот, розчиняється у їх надлишку. Розчинення осаду білка у надлишку хлоридної кислоти пояснюється тим, що відбувається перезарядка білкової молекули і перехід із ізоелектричного стану (при $pH < pI$) у стан з позитивним зарядом білкової молекули.

Збільшення осаду білка в надлишку нітратної кислоти відбувається внаслідок процесів нітрування ароматичних амінокислот білка і зшивання поліпептидних ланцюгів за рахунок продуктів реакції. У надлишку концентрованої сульфатної кислоти руйнуються молекули білка до найпростіших низькомолекулярних сполук, які не дають осаду.

V. Осадження білків солями важких металів

У дві пробірки наливають по 1-2 см³ досліджуваного розчину білка і повільно, краплинами при струшуванні додають в одну з них розчин купрум(II) сульфату, а в іншу – розчин плюмбум(II) ацетату. Випадають пластівчасті осади із сіллю Купруму – блакитного кольору, із сіллю Плюмбуму – білого кольору.

Солі важких металів необоротно осаджують білки внаслідок зшивання поліпептидних ланцюгів багатовалентними атомами металів. Тому білки застосовують при отруєнні солями важких металів. Деякі з таких осадів (наприклад, із солями Купруму, Плюмбуму, Цинку) розчиняються у надлишку солі внаслідок адсорбції йонів цих металів на поверхні білкових частинок, у результаті цього білкові частинки набувають заряду і переходять у розчин.

Розчинення осадів денатурованих білків у надлишку солі важких металів називається адсорбційною пептизацією. Такі явища вивчає колоїдна хімія.

VI. Осадження білків фенолом і формальдегідом

У дві пробірки вносять по 1-2 см³ розчину білка, додають: у першу – рівний об'єм насиченого водного розчину фенолу, а в другу – рівний об'єм розчину формальдегіду ($w=40\%$). В обох пробірках випадає осад білка. Утворення осаду при дії на білок формальдегіду пояснюється взаємодією його з ароматичними амінокислотами білка з утворенням нерозчинних сполук типу феноло-формальдегідних смол.

VII. Осадження білків спиртом

У пробірку наливають 1-1,5 см³ розчину білка і додають трохи кристалічного натрій хлориду. Доливають поступово 5-6 см³ етилового спирту. Випадає пластинчастий осад білка внаслідок дегідратації молекул при додаванні спирту.

КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

Білкова частина вірусу тютюнової мозаїки складається з 2130 субодиниць, молекулярна маса – 17500. Розрахуйте загальну довжину всіх поліпептидних ланцюгів, якщо частка спіральної конфігурації в них дорівнює 30%.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 7 АНАЛІТИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ КАТІОНІВ s-ЕЛЕМЕНТІВ. ХАРАКТЕРНІ РЕАКЦІЇ КАТІОНІВ ТА ЇХ РОЗДІЛЕННЯ

Теоретична частина

До I аналітичної групи катіонів належать йони лужних металів, тобто елементів I групи (головної підгрупи) періодичної системи, йон амонію NH_4^+ , а також йон магнію – елементу II групи періодичної системи.

Всі катіони I групи безбарвні, їх сполуки можуть бути забарвленими лише при сполученні з забарвленими аніонами (наприклад: CrO_4^{2-} , $Cr_2O_7^{2-}$, MnO_4^- тощо).

Майже всі солі натрію, калію і амонію добре розчиняються у воді. Немає загального реактиву, здатного осадити всі катіони I групи у вигляді сполук, які погано розчиняються у воді. Добра розчинність сульфідів і карбонатів, а також відсутність загального реактиву характерні для катіонів I групи і відрізняють її від інших груп.

До II аналітичної групи належать катіони елементів II групи (головної підгрупи) періодичної системи Ba^{2+} , Sr^{2+} і Ca^{2+} .

На відміну від катіонів I групи, катіони II групи утворюють карбонати, які погано розчиняються у воді. Тому ця група

катіонів осаджується з нейтральних розчинів амоній карбонатом $(NH_4)_2CO_3$, що є груповим реактивом II групи. Сульфідні катіонів II групи розчиняються у воді, на відміну від сульфідів катіонів III, IV і V груп, які не розчиняються у воді, але розчиняються в кислотах.

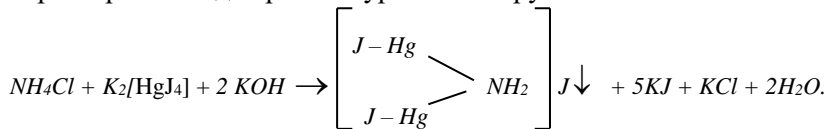
Усі катіони II групи двовалентні й безбарвні, їх солі можуть бути забарвленими лише при сполученні з забарвленими аніонами (наприклад, CrO_4^{2-} ; $Cr_2O_7^{2-}$ тощо).

Хлориди, нітрати, ацетати барію, стронцію і кальцію добре розчиняються у воді. Сульфати, оксалати, фосфати, силікати, фториди і хромати лужноземельних металів погано розчиняються у воді. Розчинність сульфатів і хроматів зменшується від кальцію, стронцію до барію. Розчинність оксалатів, навпаки, збільшується від кальцію, стронцію до барію.

Експериментальна частина

I. Якісні реакції на катіони I та II аналітичних груп

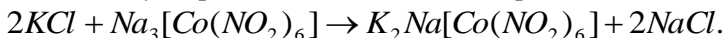
1. Виявлення йону NH_4^+ . Реактив Несслера – суміш комплексної солі $K_2[HgJ_4]$ з KOH – утворює з йоном амонію характерний осад червоно-бурого кольору:



До 1-2 крапель розведеного розчину солі амонію додати 3-4 краплі розчину реактиву Несслера. В надлишку солі амонію осад розчиняється!

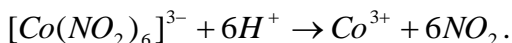
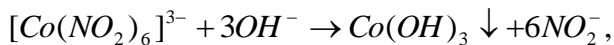
Перевірити дію реактиву Несслера на катіони K^+ , Mg^{2+} .

2. Виявлення йону K^+ . Натрій гексанітрокобальтат $Na_3[Co(NO_2)_6]$ утворює з йоном K^+ жовтий кристалічний осад:



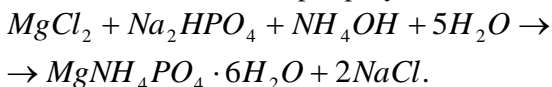
Умови проведення реакції: осад утворюється в слабкокислому розчині при $pH = 4-5$ в присутності ацетатної буферної суміші.

Луги або сильні кислоти руйнують комплексний йон $[Co(NO_2)_6]^{3-}$:

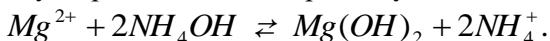


До 1-2 крапель розчину солі калію додати 1-2 краплі ацетатного буферу і 1-2 краплі розчину або кристаликів натрій гексанітро-кобальтату. Утворюється осад жовтого кольору. Перевірити дію реактиву на катіони NH_4^+ , Mg^{2+} .

3. Виявлення йону Mg^{2+} . Натрій гідрогенфосфат утворює з солями магнію в присутності амонійної буферної суміші білий кристалічний осад амоній магній фосфату:

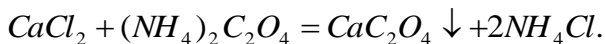


Умови проведення: осадження бажано починати з слабокислого розчину, поступово добавляючи розчин амоніаку до слаболужної реакції ($pH = 9$). Сіль амонію додають для того, щоб запобігти утворенню магній гідроксиду:



В пробірці змішують 1-2 краплі розчину солі магнію з 2-3 краплями 2н. розчину HCl і 1-2 краплями розчину натрій гідрогенфосфату, додають 1-2 краплі розчину амоній хлориду і поступово по одній краплі додають розчин амоній гідроксиду до $pH = 9$. Поступово утворюється білий кристалічний осад. Перевірити дію реактиву на катіони Ca^{2+} , Ba^{2+} .

4. Виявлення йону Ca^{2+} . Для виявлення йону Ca^{2+} використовують амоній оксалат $(NH_4)_2C_2O_4$, який утворює з йоном Ca^{2+} білий кристалічний осад:

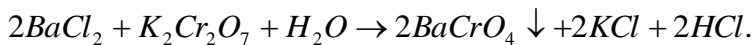


Осад розчиняється в мінеральних кислотах, але не розчиняється в ацетатній кислоті.

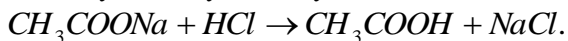
До 1-2 крапель розчину солі кальцію додати 2-3 краплі розчину амоній оксалату, суміш нагріти. Утворюється білий осад.

Перевірити дію реактиву на йони Ba^{2+} .

5. Виявлення йону Ba^{2+} . Калій дихромат $K_2Cr_2O_7$ утворює з йоном Ba^{2+} жовтий осад барій хромату:



Реакція оборотна, оскільки барій хромат розчиняється в сильних кислотах, тому для повного осадження додається натрій ацетат, який зв'язує сильну кислоту:



До 3-5 крапель солі барію додати 3-5 крапель розчину $K_2Cr_2O_7$ і старанно перемішати. Потім додати 2-3 краплі 2н. розчину CH_3COONa , оранжевий колір розчину над осадом змінюється на жовтий.

Перевірити дію реактиву на йони Ca^{2+} .

II. Осадження катіонів II аналітичної групи груповим реактивом

В пробірку наливають 1 мл суміші солей барію та кальцію, додають декілька крапель амоній гідроксиду до $pH = 9$, 1 мл розчину амоній хлориду і 2-3 мл 2н. розчину амоній карбонату.

Суміш нагрівають на водяній бані до кипіння, постійно перемішуючи, центрифугують.

Проба на повноту осадження II групи катіонів. Не зливаючи центрифугат, до прозорого розчину додати обережно по стінці пробірки декілька крапель розчину амоній карбонату. Якщо рідина залишається прозорою, то осадження повне. Якщо розчин стає мутним, до суміші додати ще декілька крапель $(NH_4)_2CO_3$, нагріти, відцентрифугувати і знову перевірити на повноту осадження

КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

1. Назвіть катіони, які належать до I та II аналітичних груп.
2. Вкажіть характерну особливість катіонів I-ої аналітичної групи.
3. Вкажіть характерну особливість катіонів II-ої аналітичної групи.
4. Вкажіть умови виявлення йону калію. Напишіть відповідне рівняння реакції.

5. Вкажіть умови виявлення йону магнію. Напишіть відповідне рівняння реакції.
6. Вкажіть умови виявлення йону кальцію. Напишіть відповідне рівняння реакції.
7. Вкажіть умови виявлення йону барію. Напишіть відповідне рівняння реакції.
8. Вкажіть умови виявлення йону амонію. Напишіть відповідне рівняння реакції.
9. При якому значенні рН потрібно проводити виявлення йону калію? Відповідь пояснити за допомогою рівняння реакції.
10. Які катіони заважають виявленню катіону магнію? Чому?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 8

АНАЛІЗ СУМІШІ КАТІОНІВ I ТА II АНАЛІТИЧНИХ ГРУП

Теоретична частина

Аналіз суміші катіонів I і II аналітичних груп

Перед тим як приступити до аналізу суміші катіонів I і II груп, слід звернути увагу на зовнішній вигляд суміші, також провести попередні випробування. Залежно від результатів спостережень застосовують той або інший хід аналізу.

Слід з'ясувати, чи містяться в досліджуваній речовині сполуки амонію, карбонати, фосфати або сульфати металів II групи. Випробування проводяться в окремих пробах досліджуваної суміші.

Досліджувана суміш може бути представлена у вигляді твердої речовини, розчину з осадом або прозорого розчину. В усіх випадках слід виявити присутність йона амонію, оскільки для відокремлення катіонів II групи його добавляють у вигляді амоній карбонату.

Виходячи з умов виконання реакцій і властивостей продуктів реакції, можна намітити кілька різних варіантів аналізу

суміші катіонів II групи. Але їх можна здійснити тільки систематичним методом. Це зумовлюється тим, що йон стронцію можна виявити тільки після відокремлення йону барію, а йон кальцію виявляють тільки при відсутності йонів барію і стронцію.

Пристаючи до виконання аналізу, слід пам'ятати, що катіони II аналітичної групи заважають виявленню катіонів I групи, тому II групу катіонів необхідно виділити з суміші, осаджуючи їх груповим реактивом $(NH_4)_2CO_3$.

Експериментальна частина

1. Виявлення катіонів NH_4^+ . В окрему пробірку наливають 1-2 краплі суміші і додають 1-2 краплі реактиву Несслера.

2. Проба на присутність катіонів II групи. В пробірку наливають 3-4 краплі суміші, додають декілька крапель амоній гідроксиду до $pH = 9$, 1-2 краплі розчину амоній хлориду і 4-5 крапель 2н. розчину амоній карбонату.

Суміш нагрівають на водяній бані до кипіння, постійно перемішуючи, центрифугують.

3. Проба на повноту осадження II групи катіонів. Не зливаючи центрифугат, до прозорого розчину додати обережно по стінці пробірки декілька крапель розчину амоній карбонату. Якщо рідина залишається прозорою, то осадження повне. Якщо розчин стає мутним, до суміші додати ще декілька крапель $(NH_4)_2CO_3$, нагріти, відцентрифугувати і знову перевірити на повноту осадження. Після повного осадження осад відокремлюють, а центрифугат залишають для аналізу на вміст катіонів K^+ , Mg^{2+} .

4. Відокремлення осаду катіонів II групи від катіонів I групи. Розчинення осаду. Центрифугат обережно зливають в іншу пробірку. Осад карбонатів II групи промивають 1-2 рази гарячою водою, додають 8-10 крапель 2н. розчину ацетатної кислоти, нагрівають на водяній бані, постійно перемішуючи суміш скляною паличкою. Якщо осад не розчинився, то додають ще декілька крапель CH_3COOH . Розчин аналізують на вміст катіонів Ba^{2+} , Ca^{2+} .

5. Виявлення і відокремлення іонів Ba^{2+} . До 3-5 крапель одержаного розчину (п.4) додають 3-5 крапель розчину калій дихромату і 3-4 краплі CH_3COONa , утворення жовтого осаду свідчить про наявність іонів Ba^{2+} .

Для відокремлення іонів Ba^{2+} до решти розчину додають краплями розчин CH_3COONa до рН 4-5, а потім розчин - $K_2Cr_2O_7$ до утворення над осадом оранжево-жовтого забарвлення. Розчин з осадом добре нагрівають на водяній бані протягом 1-2 хв., відцентрифугуюють і викидають, а центрифугат перевіряють на вміст катіонів Ca^{2+} .

6. Осадження карбонатів кальцію. Карбонат кальцію осаджують, щоб відокремити йони Ca^{2+} від надлишку $K_2Cr_2O_7$, оранжевий колір якого заважає виявленню Ca^{2+} .

Для осадження до розчину (центрифугату) додають краплями Na_2CO_3 до лужної реакції і нагрівають на водяній бані 2-3 хвилини. Осад карбонатів центрифугують, промивають водою і залишають для аналізу, а центрифугат виливають. Осад розчиняють ацетатною кислотою (п.4).

7. Виявлення іонів Ca^{2+} . До розчину, отриманого за п. 6, додають 4-5 крапель розчину $(NH_4)_2C_2O_4$ і нагрівають. В присутності іонів Ca^{2+} утворюється білий осад.

8. Виявлення іонів NH_4^+ . Йони амонію виявляють з окремої порції досліджуваної суміші дією реактиву Несслера (дослід 1).

9. Виявлення іонів Mg^{2+} . Для виявлення іонів Mg^{2+} використовують розчин натрій гідрогенфосфату, виявлення проводять з окремої порції центрифугату, отриманого за п.3, згідно методики описаної в досліді 1.3.

10. Видалення іонів NH_4^+ . Якщо в розчині присутні йони NH_4^+ , то їх необхідно видалити, оскільки вони заважають виявленню K^+ . Для цього частину досліджуваного розчину (15-20 крапель) поміщають у фарфоровий тигель або чашку і випарюють досуху, потім прокалюють на невеликому полум'ї газового пальника до того часу, поки не перестане виділятися білий дим. Охолоджують, додають 8-10 крапель дистильованої води і ретельно перемішують. При цьому утворюється лужний

розчин, котрий може містити $MgOHCl$. Краплю розчину переносять в окрему пробірку і перевіряють на повноту осадження йонів NH_4^+ реактивом Несслера, при додаванні якого не повинен з'являтися червоно-бурий осад. Якщо осад з'являється, то операцію необхідно повторити.

При відсутності червоно-бурого осаду мутний розчин переносять в центрифужну пробірку і центрифугують, осад відокремлюють, а центрифугат аналізують на вміст йонів K^+ .

11. Виявлення йонів K^+ . Йони K^+ виявляють за допомогою розчину або кристалічного $Na_3[Co(NO_2)_6]$ за методикою, описаною в досліді 1.2, попередньо перевіривши pH розчину, який може змінитись в процесі випарювання і видалення йонів NH_4^+ .

КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

1. Вкажіть умови осадження катіонів II аналітичної групи. Напишіть відповідні рівняння реакції.

2. Чому осадження катіонів II аналітичної групи необхідно проводити при $pH = 9$? Відповідь пояснити, написати відповідне рівняння реакції.

3. Як проводити виявлення катіонів Mg^{2+} в ході аналізу суміші катіонів I та II аналітичних груп?

4. Вкажіть умови розчинення осаду карбонатів катіонів II групи. Напишіть відповідні рівняння реакції.

5. Як проводити виявлення катіонів K^+ в ході аналізу суміші катіонів I та II аналітичних груп?

6. Як проводити виявлення катіонів Ca^{2+} в ході аналізу суміші катіонів I та II аналітичних груп?

7. Як проводити виявлення катіонів Ba^{2+} в ході аналізу суміші катіонів I та II аналітичних груп?

8. Яку роль при осадженні катіонів II аналітичної групи відіграє амоній хлорид? Відповідь пояснити за допомогою рівняння реакції.

9. Опишіть процес видалення катіонів амонію з суміші катіонів.

10. Опишіть процес виявлення і відокремлення йонів Ba^{2+} .

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 9 КОНТРОЛЬНА ЗАДАЧА №1. ВИЯВЛЕННЯ КАТІОНІВ В СУМІШІ

Студенти виконують контрольну задачу на вміст в невідомій суміші катіонів I та II аналітичних груп.

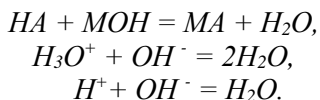
КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

Оформити письмовий звіт про виконання контрольної роботи з відповідними рівняннями реакцій.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 10 КИСЛОТНО-ОСНОВНЕ ТИТРУВАННЯ: ПРИГОТУВАННЯ РОБОЧОГО РОЗЧИНУ ХЛОРИДНОЇ КИСЛОТИ І СТАНДАРТНОГО РОЗЧИНУ НАТРІЮ ТЕТРАБОРАТУ

Теоретична частина

Кислотно-основне титрування ґрунтується на взаємодії між кислотою HA і основою MOH :



Методом кислотно-основного титрування проводять кількісне визначення кислот, основ та гідролітично кислих і гідролітично лужних солей.

Як титранти можуть використовуватись сильні кислоти (HCl , H_2SO_4) (ацидиметрія), або сильні основи ($NaOH$, KOH , $Ba(OH)_2$) (алкаліметрія).

В залежності від відносної сили кислот і основ, які приймають участь в реакції, розрізняють чотири випадки титрування, кожний з яких моделюється власною кривою титрування:

- I – сильну кислоту титрують сильною основою;
- II – слабку кислоту титрують сильною основою;
- III – сильну основу титрують сильною кислотою;
- IV - слабку основу титрують сильною кислотою.

Експериментальна частина

I. Приготування робочого розчину хлоридної кислоти

Робочий розчин приблизної концентрації готується розбавлянням певного об'єму більш концентрованого розчину дистильованою водою. Вихідні дані для обчислення об'єму робочого розчину хлоридної кислоти: необхідно приготувати 250 мл децинормального розчину HCl. Розрахувати об'єм 16% розчину хлоридної кислоти з густиною 1,078 г/мл, який необхідно взяти для приготування.

Хід приготування розчину

1. Заповнити бюретку концентрованим розчином хлоридної кислоти і встановити рівень розчину на нульовій поділці.
2. В мірну колбу на 250 мл налити 20-30 мл дистильованої води, долити із бюретки розрахований об'єм кислоти, довести об'єм розчину в колбі до заданого об'єму. Приготований розчин добре перемішати.

II. Приготування стандартного розчину натрій тетраборату

Попередні розрахунки наважки.

Для приготування 250 мг 0,1н. розчину необхідна наважка:

$$m(B) = m(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}) = M_{\text{ЕКВ}}(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O})C_{\text{H}}V = \\ = 190,68 \cdot 0,1 \cdot 0,25 = 4,7670 \text{ г.}$$

Виходячи з розрахунку, необхідно взяти наважку від 4,5 до 5 г. Наважка зважується на аналітичних терезах з точністю до 0,001 г.

Хід приготування стандартного розчину натрій тетраборату.

1. Обережно перенести наважку через суху лійку з широкою шийкою в мірну колбу на 250 мл.

2. Гарячою водою змити частинки речовини з лійки в колбу, додати ще гарячої води (не більше ніж 2/3 об'єму), вийняти лійку, перемішати розчин (обережним обертанням колби) до повного розчинення речовини. Після охолодження долити воду до мітки. Останні порції води бажано добавляти піпеткою. Після доведення об'єму до мітки, колбу закрити і старанно перемішати збовтуванням.

Записати необхідні дані для розрахунків:

Маса бюксу з $Na_2B_4O_7 \cdot 10 H_2O$, г	Маса порожнього бюксу, г	Маса наважки $m(B)$, г	Об'єм розчину, V_K

За результатами вимірювань наважки обчислити титр стандартного розчину бури T_B , нормальну концентрацію $C_H(B)$, поправочний коефіцієнт K_B . Результати розрахунків записати у табличній формі:

	T_B	$C_H(B)$	K_B
Розрахункова формула і обчислення			

КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

1. В чому суть кислотно-основного титрування? Що таке робочі і стандартні розчини? Вимоги до них.

2. Обчислити титр 0,01 н $KMnO_4$ ($K = 0,9625$).

3. Який об'єм розчину сульфатної кислоти ($\rho = 1,305$ г/мл) необхідний для приготування 1 л 0,1 н H_2SO_4 ?

4. Обчислити масу наважки калій дихромату, потрібну для приготування 1 л 0,05 н розчину.

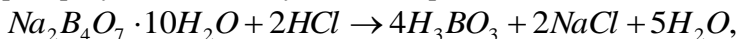
5. Обчислити молярну концентрацію еквівалентів (нормальну концентрацію) розчину натрій гідроксиду з $T_{NaOH/HCl} = 0,003593$ г/мл.

6. Обчислити титр 0,04983 н розчину калій перманганату.
7. Обчислити об'єм хлоридної кислоти ($\rho = 1,19$ г/мл), необхідний для приготування 50 мл 0,1н розчину.
8. Обчислити масу наважки $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$, потрібну для приготування 500 мл 0,05н розчину.
9. Молярна концентрація еквівалентів (нормальна концентрація) розчину натрій гідроксиду 0,09981н. Обчислити T_{NaOH} і $T_{NaOH/HCl}$.
10. Титр розчину калій дихромату $T_{K_2Cr_2O_7} = 0,002441$ г/мл. Обчислити молярну концентрацію еквівалентів (нормальну концентрацію) розчину і коефіцієнт поправки до нормальності.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 11 СТАНДАРТИЗАЦІЯ РОБОЧОГО РОЗЧИНУ ХЛОРИДНОЇ КИСЛОТИ

Теоретична частина

Визначення точної концентрації розчину хлоридної кислоти проводиться за допомогою стандартного розчину натрій тетраборату. Реакція відбувається за рівнянням:



$$f_{EKB} = (Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O) = \frac{1}{2},$$

$$M_{EKB} = (Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O) = \frac{1}{2} \cdot 381,37 = 190,68 \text{ г/моль-екв.}$$

Стрибок титрування знаходиться в інтервалі $pH=6,2-4,0$. Придатними для титрування індикаторами є метиловий оранжевий ($pT=4$) і метиловий червоний ($pT=5,2$). Стандартний розчин натрій тетраборату готується розчиненням точної наважки солі $Na_2B_4O_7 \cdot 10 H_2O$

Експериментальна частина

1. Чисту бюретку двічі промити невеликим об'ємом приготованого розчину хлоридної кислоти. Залити кислоту через лійку трохи вище від нульової відмітки, слідкуючи за тим, щоб кінчик бюретки був заповнений розчином. Лійку зняти, рівень розчину перед титруванням встановити на нульовій поділці.

2. Відібрати 20 мл стандартного розчину (V_B) для титрування, додати 2-3 краплі індикатора метилового оранжевого.

3. Колбу з розчином натрій тетраборату підставити під бюретку на аркуш білого паперу, кінчик бюретки занурити в колбу на 1-2 см. Обережно, невеликими порціями, приливати кислоту, безперервно перемішуючи вміст колби обертанням. Титрування закінчити, коли від добавлення 1 краплі кислоти колір індикатора зміниться з жовтого на оранжевий.

Заміряти витрачений об'єм кислоти V_{HCl} з точністю до 0,02 мл, результат записати.

Перше титрування є приблизним; після цього провести титрування не менше, як 3 рази. Результати паралельних визначень повинні відрізнятися не більш як на 0,1 мл. Перед титруванням рівень розчину в бюретці кожний раз встановлюється на нульовій поділці.

4. Результати титрування і дані для обчислення $C_H(HCl)$:

Результати титрування					число вимірювань, n	$n(HCl) = \frac{\sum V_i^{i_n}}{n}$	Концентрація стандартного розчину, $C_H(B)$	Об'єм стандартного розчину V_B , л
$V_i (HCl)$, л								
V_1	V_2	...	V_n					

5. За результатами титрування обчислити $C_{n(HCl)}$, T_{HCl} та $T_{HCl/NaOH}$.

Розрахункова формула	$C_{n(HCl)}$	T_{HCl}	$T_{HCl/NaOH}$
Обчислення			

КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

1. Наважку технічного продукту, що містить натрій сульфід, розчинили в мірній колбі на 200,0 мл. Маса наважки 0,9432 г. На титрування 20,00 мл цього розчину витрачається 15,42 мл 0,1н. розчину йоду ($K = 0,9983$). Визначити масову частку Na_2S в технічному продукті.

2. Для стандартизації розчину H_2SO_4 4,2573 г $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ розчинили в мірній колбі на 200,0 мл. На титрування 20,00 мл розчину натрій тетраборату витрачається 21,85 мл розчину сульфатної кислоти. Обчислити молярну концентрацію еквівалентів (нормальну концентрацію) розчину сульфатної кислоти і коефіцієнт поправки до нормальності.

3. До 25,00 мл розчину КОН невідомої концентрації додано 50,00 мл 0,1н. HCl ($K = 0,9374$). На титрування надлишку кислоти витрачено 28,90 мл 0,08570н. розчину $NaOH$. Обчислити молярну концентрацію еквівалентів (нормальну концентрацію) розчину калій гідроксиду.

4. Наважку щавлевої кислоти розчинили в мірній колбі на 250 мл. На титрування 25,00 мл цього розчину в кислому середовищі витрачається 24,30 мл 0,05085н. розчину $KMnO_4$. Скільки грамів $H_2C_2O_4$ і $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ міститься в наважці?

5. На титрування 15,00 мл стандартного розчину мурашиної кислоти з титром $T_{HCOOH} = 0,00435$ г/мл витрачається 13,83 мл розчину калій гідроксиду. Обчислити молярну концентрацію еквівалентів (нормальну концентрацію) розчину калій гідроксиду і коефіцієнт поправки до нормальності.

6. На титрування 20,00 мл розчину калій перманганату витрачається 22,00 мл 0,0501н. розчину щавлевої кислоти. Обчислити молярну концентрацію еквівалентів (нормальну концентрацію) і титр розчину калій перманганату.

7. Наважку солі магнію масою 1,2050 г розчинили в мірній колбі на 200,0 мл. На титрування 20,00 мл цього розчину в присутності амонійного буферу витрачається 9,85 мл 0,05031М розчину ЕДТА (комплексону III). Визначити масову частку магнію в солі.

8. 2,6530 г Na_2CO_3 розчинили в мірній колбі на 500 мл. На титрування 25,00 мл цього розчину витрачається 26,15 мл розчину HCl . Обчислити молярну концентрацію еквівалентів (нормальну концентрацію) розчину кислоти і T_{HCl/Na_2O} .

9. На титрування наважки, що містить натрій сульфід, витрачено 26,65 мл розчину йоду ($T_I = 0,01242$ г/мл). Визначити масу натрій сульфід у наважці.

10. Обчислити масу H_2SO_4 в розчині, якщо на нейтралізацію цього розчину витрачається 44,60 мл розчину калій гідроксиду з $T_{KOH/H_2SO_4} = 0,02485$ г/мл.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 12 КОНТРОЛЬНА ЗАДАЧА №3. ВИЗНАЧЕННЯ ЛУЖНОСТІ РОЗЧИНУ

Теоретична частина

Лужність води може бути обумовлена наявністю розчинних основ, середніх і кислих солей, утворених сильними основами і слабкими кислотами (карбонати, гідрогенкарбонати, гідроген-силікати тощо). Активна лужність характеризується показником pOH .

Лужність визначається нейтралізацією води сильними кислотами. Звичайно лужність природних вод обумовлена наявністю гідрогенкарбонатів лужних і лужноземельних металів, і значення pH таких вод не перевищує 8,3. Визначення загальної

лужності проводиться нейтралізацією проби води сильною кислотою до $pH = 4,5$ в присутності індикатора метилового оранжевого (інтервал переходу pH 3,1-4,4).

Якщо $pH > 8,3$, то визначають вільну лужність. Вона характеризується кількістю сильної кислоти (ммоль-екв/л), необхідної для зниження pH до цього значення (індикатор – фенолфталеїн, інтервал переходу pH складає 8,2-10,7). Вільна лужність обумовлена наявністю вільних лугів і розчинних солей – карбонатів, силікатів, сульфідів. Якщо $pH < 8,3$, то вільна лужність дорівнює нулю.

Загальна лужність більшості природних вод обумовлена присутністю тільки гідрокарбонатів (йонів HCO_3^-).

Для переважної більшості природних вод йони HCO_3^- зв'язані тільки з йонами Ca^{2+} і Mg^{2+} .

Саме тому, коли лужність за фенолфталеїном дорівнює нулю, можна вважати, що загальна лужність води дорівнює її карбонатній твердості.

Експериментальна частина

1. Отримати у викладача розчин для аналізу, в мірній колбі довести об'єм дистильованою водою до мітки, розчин перемішувати, зберігати під час виконання аналізу закритим.

2. Робочий розчин хлоридної кислоти залити в бюретку, встановити рівень на нульовій поділці.

3. Відібрати піпеткою 20 мл (аліквотний об'єм V_a) досліджуваного розчину, перенести в конічну колбу для титрування, додати 2-3 краплі фенолфталеїну і негайно титрувати робочим розчином хлоридної кислоти до знебарвлення індикатора від однієї краплі кислоти. Визначити об'єм кислоти, витрачений на титрування з фенолфталеїном ($V_{ф.ф}$), результат записати в журнал.

4. До відтитрованого розчину додати 2-3 краплі метилового оранжевого і, не доливаючи робочий розчин до нульової поділки, продовжити титрування до зміни забарвлення індикатора від жовтого до оранжевого. Загальний об'єм розчину, витраченого на титрування ($V_{М.О}$), записати в журнал.

5. Титрування повторити не менше, як 4 рази. Розходження між вимірюванням не повинні перевищувати 0,02 мл. Лужні розчини легко поглинають вуглекислий газ з повітря, тому відміряний об'єм розчину, що аналізується, потрібно титрувати негайно і швидко, уникаючи зайвого збовтування.

6. Результати аналізу і розрахунки:

Титрування №	Об'єм розчину, взятого для титрування V_a , л	$C_{H(NCl)}$ (НСІ)	$V_{НСІ}$ (Ф-Ф)	$V_{НСІ}$ (М-О)	Лужність, ммоль-екв/л		
					$L_{ЗАГ.}$	$L_{ВЛН.}$	L_K
1.							
2.							
3.							
4.							

Розрахунок ведеться за формулами:

$$L_{ВЛН.} = \frac{C_{H(NCl)} \cdot V_{НСІ(Ф-Ф)}}{V_a} \cdot 1000 \text{ (ммоль-екв/л)}$$

$$L_{ЗАГ.} = \frac{C_{H(NCl)} \cdot V_{НСІ(М-О)}}{V_a} \cdot 1000 \text{ (ммоль-екв/л)}$$

7. За завданням викладача виконати математичну обробку результатів аналізу.

КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

1. Як вплине на лужність води присутність в ній калій карбонату? Відповідь обґрунтувати рівнянням реакції?

2. Наявність яких йонів зумовлює загальну лужність води? Як її визначають? Який використовують індикатор?

3. На титрування 100 мл води в присутності індикатора метилового оранжевого витрачено 5,5 мл 0,1н. НС1. Обчислити лужність води і встановити її вид.

4. В якому випадку для визначення лужності води застосовують індикатор метиловий оранжевий? Відповідь обґрунтувати.

5. На титрування 100 мл води в присутності індикатора фенолфталеїну витрачено 4,2 мл 0,1н. розчину НС1. Обчислити лужність води і встановити її вид.

6. Чому при визначенні вільної лужності застосовують індикатор фенолфталеїн? Відповідь обґрунтувати.

7. рН води < 8,3. Який вид лужності необхідно визначати? Який необхідно застосувати індикатор?

8. Як впливає на лужність води присутність в ній натрій сульфіді? Відповідь обґрунтувати рівнянням реакції.

9. На титрування 100 мл води в присутності індикатора метилового оранжевого витрачено 7 мл 0,1н. розчину НС1. Обчислити лужність води і встановити її вид.

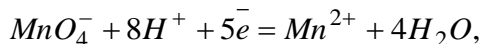
10. рН води 9,6. Які види лужності необхідно визначати? Які необхідно застосувати індикатори?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 13 ОКИСНО-ВІДНОВНЕ ТИТРУВАННЯ. ПЕРМАНГАТОМЕТРИЧНЕ ВИЗНАЧЕННЯ ФЕРУМУ(III)

Теоретична частина

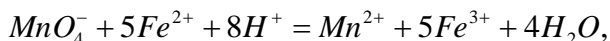
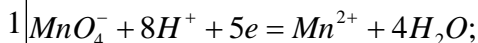
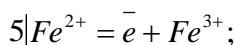
Перманганометрія – метод титриметричного аналізу, в якому речовину визначають титруванням розчином калій перманганату. Титрування розчином перманганату застосовують для визначення багатьох відновників: феруму(II) і стануму(II), ванадію(IV) і урану(IV), мангану(II) тощо. Деякі речовини органічного походження також здатні окиснюватись розчином калій перманганату. До них належать, наприклад, спирти, оксикислоти, альдегіди, ненасичені кислоти, тощо. В залежності

від умов калій перманганат відновлюється до мангану(II) або мангану(IV). У кислому середовищі реакція відбувається за таким рівнянням:

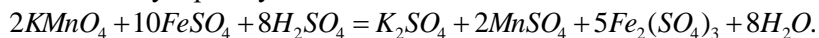


тобто в результаті реакції манган(VII) відновлюється до мангану(II).

Розчин солі феруму(II) титрують у кислому середовищі робочим розчином калій перманганату. Реакція відбувається за такими йонними рівняннями:



або в молекулярному вигляді:



Цей метод визначення феруму застосовують, головним чином, для визначення феруму в рудах, силікатах і шлаках з великим вмістом феруму.

Експериментальна частина

1. На аналітичних терезах в бюксі взяти наважку солі феруму(II) $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ з точністю до 0,001 г. Приблизна маса наважки 0,7-0,8 г.

2. Наважку обережно без втрат через лійку перенести в мірну колбу на 250 мл. Налити циліндром 150 мл 2н. розчину сульфатної кислоти, при цьому змити кислотою залишки солі з лійки. Довести дистильованою водою об'єм розчину в колбі до риски, розчин добре перемішати.

3. Стандартний розчин 0,05н. $KMnO_4$ налити в бюретку, встановити рівень розчину на нульовій поділці. Відлік проводиться за верхнім меніском.

4. 50,0 мл розчину ферум(II) сульфату $V(FeSO_4)$ відібрати мірною колбою і перенести в конічну колбу для титрування.

5. Провести титрування, додаючи краплями калій перманганат. Кожну наступну краплю приливати після зникнення забарвлення попередньої. Титрування закінчити, коли від однієї краплі розчин забарвлюється в біло-рожевий колір, і забарвлення не зникає на впродовж 30 секунд. Титрування провести 3-4 рази.

6. Результати вимірювань, дані для обчислення результатів аналізу.

Записати необхідні дані для приготування розчину:

Маса бюксу, г	Маса бюксу з наважкою, г	Маса наважки $m(\text{солі})$, г	Об'єм розчину солі V_K , л

Результати титрування записати у табличній формі:

$V(\text{FeSO}_4)$, л	$C_H(\text{KMnO}_4)$	Результати титрування							
		$V_1(\text{KMnO}_4)$, л				Число вимірювань, n	$V(\text{KMnO}_4)$, л	$f_{\text{ЕКВ}}(\text{FeSO}_4)$	$M_{\text{ЕКВ}}(\text{FeSO}_4)$
		V_1	V_2	...	V_n				

7. Обчислення результатів аналізу.

Знаючи результати титрування розрахувати нормальну концентрація $C_H(\text{FeSO}_4)$ і титр розчину T_{FeSO_4} .

Розрахункова формула і обчислення	$C_H(\text{FeSO}_4)$	T_{FeSO_4}

Розраховуємо масу ферум(II) сульфату в розчині:

$$m(FeSO_4) = T_{FeSO_4} \cdot V_K \cdot 1000.$$

$$\text{Масова частка } W(FeSO_4) = \frac{m(FeSO_4)}{m(\text{солі})} \cdot 100\%.$$

Результат аналізу порівняти з теоретичним вмістом $FeSO_4$ (W_{FeSO_4TEOP}) в хімічно чистому продукті $FeSO_4 \cdot 7H_2O$.

$M(FeSO_4)$	$M(FeSO_4 \cdot 7H_2O)$	$(w(FeSO_4))_{TEOP}$

КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

Підібрати коефіцієнти в рівняннях окисно-відновних реакцій електронно-йонним методом, визначити фактор еквівалентності окисника і відновника:

- $CoCl_2 + KNO_2 + CH_3COOH \rightarrow$
 $\rightarrow K_3[Co(NO_2)_6] + NO + CH_3COOK + KCl + H_2O$;
- $Mn(NO_3)_2 + NaBiO_3 + HNO_3 \rightarrow$
 $\rightarrow HMnO_4 + Bi(NO_3)_3 + NaNO_3 + H_2O$;
- $CuS + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + S + NO + H_2O$;
- $SnCl_2 + KMnO_4 + HCl \rightarrow SnCl_4 + MnCl_2 + KCl + H_2O$;
- $Ag_2S + HNO_3 \rightarrow AgNO_3 + S + NO + H_2O$;
- $NaI + NaNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + NO + Na_2SO_4 + H_2O$;
- $Cr(NO_3)_3 + NaBiO_3 + HNO_3 \rightarrow$
 $\rightarrow H_2Cr_2O_7 + Bi(NO_3)_3 + NaNO_3 + H_2O$;
- $Cr_2O_3 + NaNO_3 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + NaNO_2 + H_2O$.
- $Na_2C_2O_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$
 $\rightarrow CO_2 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$;
- $Cr(OH)_3 + H_2O_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + H_2O$.

РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА (ОСНОВНА, ДОПОМІЖНА)

Основна література:

1. Яцков М. В., Манековська І. Є., Мисіна О. І. Хімія (частина I) Інтерактивний комплекс навчально-методичного забезпечення для студентів за напрямом підготовки «Екологія». Рівне : НУВГП, 2006.
2. Яцков М. В., Мисіна О. І. Інтерактивний комплекс навчально-методичного забезпечення з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» (частина II «Аналітична хімія. Основи біогеохімії»). Рівне : НУВГП, 2007.
3. Яцков М. В., Назарук Г. І., Мисіна О. І. Біонеорганічна та біоорганічна хімія : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2014. 124 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/1948>
4. Рудишин С. Д. Біогеохімія з основами екології : навч. посіб. Дніпро : Середняк Т. К., 2023. 320 с.
5. Манековська І. Є., Яцков М. В. Хімія, частина I (загальнотеоретична). Рівне : НУВГП, 2005. 187 с.
6. Манековська І. Є., Яцков М. В. Хімія, частина II (Хімія елементів). Рівне : НУВГП, 2009. 154 с.

Допоміжна література:

7. Клименко М. О., Бедункова О. О. Кругообіг важких металів у водних екосистемах : монографія. Рівне : НУВГП, 2008. 216 с.
8. Боднарюк Ф. М. Загальна і неорганічна хімія. Частина I (Загальнотеоретична). Рівне : НУВГП, 2008.
9. Боднарюк Ф. М. Загальна і неорганічна хімія. Частина II (Хімія елементів). Рівне : НУВГП, 2009.