

Міністерство освіти і науки України
Національний університет водного господарства
та природокористування

Навчально-науковий інститут агроекології та землеустрою
Кафедра хімії та фізики

05-06-168M

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни
«Загальна хімія» для здобувачів вищої освіти першого
(бакалаврського) рівня за освітньо-професійною програмою
«Біотехнології, біоробототехніка та біоенергетика»
спеціальності G21 «Біотехнології та біоінженерія» денної,
заочної та дистанційної форм навчання

Рекомендовано
науково-методичною радою
з якості ННІБАД
Протокол №1 від 28.08.2025 р.

Рівне – 2025

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни «Загальна хімія» для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня за освітньо-професійною програмою «Біотехнології, біоробототехніка та біоенергетика» спеціальності G21 «Біотехнології та біоінженерія» денної, заочної та дистанційної форм навчання [Електронне видання] / Корчик Н. М., Мисіна О. І. Рівне : НУВГП, 2025. 78 с.

Укладачі: Корчик Н. М., к.т.н., доцентка кафедри хімії та фізики;
Мисіна О. І., старша викладачка кафедри хімії та фізики.

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

Керівник групи забезпечення
спеціальності 162 «Біотехнології
та біоінженерія»

Бедункова О. О.

Попередня версія МВ: 05-06-119М

© Н. М. Корчик,
О. І. Мисіна, 2025
© НУВГП, 2025

ЗМІСТ

	Стор.
ПЕРЕДМОВА	4
Лабораторна робота № 1. Визначення молярної маси еквівалентів металу об'ємним методом.....	5
Лабораторна робота № 2. Вивчення властивостей оксидів, основ та амфотерних гідроксидів.....	11
Лабораторна робота № 3. Добування та вивчення властивостей кислот та солей.....	17
Лабораторна робота № 4. Дослідження залежності швидкості гомогенної реакції від концентрації реагуючих речовин.....	23
Лабораторна робота № 5. Приготування розчину хлоридної кислоти і визначення його концентрації титруванням.....	26
Лабораторна робота № 6. Реакції у водних розчинах електролітів.....	31
Лабораторна робота № 7. Йонний добуток води. Визначення водневого показника розчинів.....	34
Лабораторна робота № 8. Дослідження гідролізу солей.....	37
Лабораторна робота № 9. Окисно-відновні реакції.....	40
Лабораторна робота № 10. Дослідження хімічних властивостей металів різної активності.....	45
Лабораторна робота № 11. Властивості сполук феруму(II) та феруму(III).....	49
Лабораторна робота № 12. Корозія металів та методи захисту металів від корозії.....	53
Лабораторна робота № 13. Властивості хрому та його сполук.....	56
Лабораторна робота № 14. Властивості міді та сполук купрум.....	59
Лабораторна робота № 15. Визначення загальної твердості води комплексонометричним методом.....	60
Лабораторна робота № 16. Хімічні методи пом'якшення води.....	63
Лабораторна робота № 17. Добування та властивості сполук амфотерних металів.....	67
Лабораторна робота № 18. Хімічні властивості сульфатної кислоти.....	69
Лабораторна робота № 19. Хімічні властивості нітратної кислоти.....	71
Лабораторна робота № 20. Якісне дослідження води і ґрунтової витяжки.....	74
ЛІТЕРАТУРА	78

ПЕРЕДМОВА

Лабораторні роботи з навчальної дисципліни «Загальна хімія» для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського рівня) за освітньо-професійною програмою «Біотехнології, біоробототехніка та біоенергетика» спеціальності G21 «Біотехнології та інженерія» максимально наближені до майбутньої спеціальності студентів.

Дисципліна «Загальна хімія» ґрунтується на основних законах і поняттях загальної хімії і ставить за мету дати студентам сучасні знання про закономірності хімічних процесів; ознайомлення студентів з основними положеннями і закономірностями хімічної картини світу та формування на цій основі наукового світогляду з проблем базових технологій, раціонального природокористування; вивчення основних хімічних понять, законів, типів хімічних реакцій, розрахунків за рівняннями хімічних реакцій, будови речовини, механізму швидкості перебігу, напрямку рівноваги хімічних процесів та змін, що в них відбуваються, вивченні властивостей розчинів електrolітів, основних електрохімічних понять, хімічних властивостей металів, неметалів та їх сполук.

В процесі виконання лабораторної роботи студенти повинні закріпити теоретичні знання з даного розділу програми, навчитися працювати з лабораторним посудом та приладами. Робота в лабораторії вимагає осмислення теоретичного матеріалу, з якими пов'язані досліди, тому студент повинен вивчити теоретичний матеріал з теми лабораторної роботи, який наведений у теоретичному вступі до кожної роботи. Обов'язкові знання студентів 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. ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ ЕКВІВАЛЕНТІВ МЕТАЛУ ОБ'ЄМНИМ МЕТОДОМ

Теоретична частина

Еквівалентом речовини (E) – називається така частка формульної одиниці ΦO речовини, яка рівноцінна одному йону гідрогену в кислотно-основних або йонообмінних реакціях або одному електрону в окисно-відновних реакціях:

$$E = \frac{\Phi O}{Z},$$

де Z – еквівалентне число.

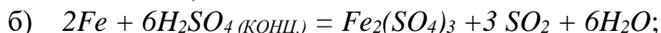
Під формульною одиницею розуміють або реальні структурні одиниці речовин, здатні існувати самостійно (атоми, молекули, йони), або групи атомів, що входять до складу хімічних формул атомних чи йонних кристалів. Значення Z визначається за рівнянням хімічних реакцій, в якій приймає участь дана речовина:

1. Еквівалентне число Z чисельно дорівнює валентності елемента для простих речовин.

Розрахунок еквівалентів Феруму в реакціях:



$Fe - 2e = Fe^{+2}$, еквівалентне число становить $Z = 2$.

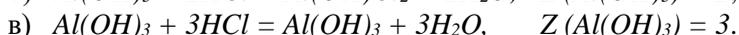
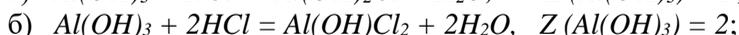


$Fe - 3e = Fe^{+3}$, еквівалентне число становить $Z = 3$.

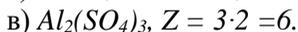
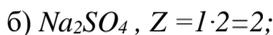
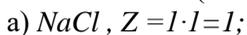
2. Для кислот еквівалентне число визначається основністю кислоти (кількістю йонів гідрогену, що заміщені на йони металу):



3. Для основ еквівалентне число визначається кислотністю основи (кількістю гідроксогруп заміщених аніонами кислоти):



4. Для солей та амфотерних оксидів еквівалентне число визначається добутком заряду катіону або аніону (за модулем) n на кількість катіонів (або аніонів) m : $Z = n \cdot m$.



За аналогією до молярної маси речовини вводиться поняття **молярної маси еквівалентів речовини** ($M_E(X)$) – маса одного моль еквівалентів речовини (г/моль-екв):

$$M_E(X) = \frac{M(X)}{Z}.$$

Для визначення молярних мас еквівалентів оксидів, основ, кислот і солей використовують формули:

$$M_{E(ОКСИДУ)} = M_{E(МЕТАЛУ)} + M_{E(ОКСИГЕНУ)};$$

$$M_{E(ОСНОВИ)} = M_{E(МЕТАЛУ)} + M_{E(OH^-)};$$

$$M_{E(КИСЛОТИ)} = M_{E(ГІДРОГЕНУ)} + M_{E(КИСЛОТИ \square \text{ ЗАЛИШКУ})};$$

$$M_{EKB.(СОЛИ)} = M_{EKB.(КАТИОНУ)} + M_{EKB.(АНИОНУ)}.$$

Молярний об'єм еквівалентів ($V_E(X)$) – об'єм одного моля газоподібної речовини (л/моль-екв).

Для простих двоатомних газів: $V_E(X) = \frac{V_M}{2 \cdot Z}$.

Для складних газоподібних речовин

$$V_E(X) = V_M \frac{M_E(X)}{M(X)}.$$

Німецькі хіміки Венцель та Ріхтер встановили (1793 р.), що **речовини реагують утворюються в еквівалентних кількостях**:

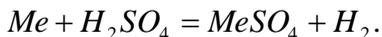
$$n_E(X_1) = n_E(X_2) \quad \text{або} \quad \frac{m(X_1)}{M_E(X_1)} = \frac{m(X_2)}{M_E(X_2)}.$$

Якщо одним з учасників реакції є газоподібна речовина, закон еквівалентів можна записати у вигляді:

$$\frac{m(X_1)}{M_E(X_1)} = \frac{V(X_2)}{V_E(X_2)}.$$

Кількість речовини еквівалента $n_E(X) = Z \cdot n(X)$.

В даній лабораторній роботі використовується найбільш простий спосіб визначення еквівалента металу, що базується на вимірюванні об'єму водню під час реакції його витіснення з розчину сульфатної кислоти:



Згідно закону еквівалентів, один еквівалент металу витісняє один еквівалент водню, молярна маса еквівалентів якого становить 1 г/моль-екв.

Експериментальна частина

Визначення молярної маси еквівалентів металу виконується за допомогою приладу, який зображено на рисунку 1. Прилад складається зі штативу (1), на якому закріплені бюретки (2) і (3), з'єднані шлангом (4). Бюретки мають поперечний переріз, рівний 1 см³, та градусовані поділки з точністю до 0,2 см³, нульова поділка знаходиться у верхній частині бюретки. До бюретки (3), за допомогою резинового шлангу приєднана пробірка (5) з газовідвідною трубкою (6). Бюретки заповнені водою, пробірка (5) – концентрованою сульфатною кислотою. У газовідвідній трубці розміщують шматочок металу з відомою масою, переводять пробірку з положення (7) в положення (6), тоді метал потрапляє в кислоту. При взаємодії металу з кислотою в пробірці (5) виділяється водень, який надходить до бюретки (3) та витісняє з неї воду до бюретки (2). Вимірювання проводяться за однакових положень рівнів води в обох бюретках, що означає однаковий тиск.

Перед початком досліду бюретки повинні заходитись в такому положенні одна відносно одної, щоб рівні води в них були на середині шкали відліку.

Відвідну трубку (6) та корок, що її закриває, перед початком досліду насухо витирають фільтрувальним папером, потім до неї кладуть шматочок металу з відомою масою $m(Me)$.

Трубку щільно закривають корком. Перевіряють прилад на герметичність. Для цього повільно піднімають чи опускають бюретку (2), спостерігаючи за коливаннями рівня води в

бюретці (3). Якщо прилад не герметичний, рівень води в обох бюретках буде вирівнюватись.

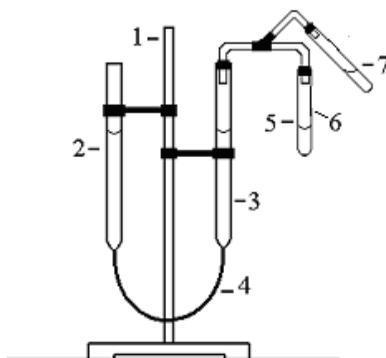
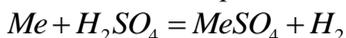


Рис. 1. Прилад для визначення молярної маси еквівалентів металу об'ємним методом

Після перевірки приладу на герметичність урівнюють рівні води в обох бюретках та фіксують положення рівня води в бюретці (3) по нижньому меніску, записують в зошит V_1 з точністю до 0,1 мл. Тоді, обережно скидають метал в кислоту, переводячи пробірку (5) з положення (7) в положення (6). По закінченню процесу розчинення металу в кислоті вирівнюють положення рівнів води в обох бюретках і визначають положення рівня в бюретці (3) V_2 з тією ж точністю.

Об'єм водню, що виділився в реакції:



дорівнює різниці рівнів води в бюретці (3) до та після проведення досліду $V(H_2)$, виміряного за атмосферних умов проведення досліду (P , T). Результати вимірювання занести у таблицю 1.

Таблиця 1

Маса наважки металу, г $m(Me)$	Рівні води в бюретці, см		Об'єм водню, см ³ $V(H_2) = V_2 - V_1$	Умови проведення дослідю	
	до дослідю V_1	після дослідю V_2		тиск, P , Па	температура, t °C

Розрахунки

1. Вимірний об'єм водню за атмосферних умов проведення дослідю (P , T) перераховуємо на нормальні умови за рівнянням Менделєєва-Клапейрона:

$$\frac{P \cdot V(H_2)}{T} = \frac{P_0 \cdot V_0(H_2)}{T_0},$$

де P_0 , V_0 , T_0 тиск, об'єм та температура за нормальних умов, а P , V , T - тиск, об'єм та температура за умов проведення дослідю.

Тиск P газів в бюретці (3) у відповідності до закону Дальтона дорівнює сумі парціальних тисків повітря $P_{ПОВ.}$, водню $P(H_2)$ та насиченої водяної пари $P_{ПАРИ.}$:

$$P = P_{ПОВ.} + P(H_2) + P_{ПАРИ.}$$

За однакових положень рівнів води в бюретках тиск $P_{АТМ.} = P_{ПОВ.} + P(H_2)$ в бюретці (3) буде меншим від атмосферного на величину тиску насиченої водяної, яка залежить тільки від температури (таблиця 2):

$$P = P_{АТМ.} - P_{ПАРИ.}$$

Тоді, об'єм водню зведений до нормальних умов, становить:

$$V_0(H_2) = V(H_2) \cdot \frac{P \cdot T_0}{P_0 T}.$$

Таблиця 2

Залежність тиску насиченої парціальної пари від температури

$t^{\circ} \text{C}$	Па	мм рт.ст.	$t^{\circ} \text{C}$	Па	мм рт.ст.
			20	2337,8	17,53
10	1227,9	9,21	21	2486,4	18,65
11	1306,6	9,8	22	2643,7	19,83
12	1399,9	10,5	23	2809,0	21,07
13	1493,2	11,2	24	2983,7	22,38
14	1599,9	12	25	3167,2	23,76
15	1705,1	12,79	26	3361,0	25,21
16	1817,1	13,63	27	3564,9	26,74
17	1947,1	14,53	28	3779,6	28,35
18	2063,8	15,48	29	4004,9	30,04
19	2197,1	16,48	30	4242,2	31,82

2. Виходячи з математичного виразу закону еквівалентів:

$$\frac{m(\text{Me})}{M_E(\text{Me})} = \frac{V_0(\text{H}_2)}{V_E(\text{H}_2)},$$

визначасмо молярну масу еквівалентів металу M_E :

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

враховуючи те, що за нормальних умов водень займає еквівалентний об'єм, рівний:

$$V_E(\text{H}_2) = \frac{V_M}{2 \cdot Z} = 11,2 \text{ л/моль-екв},$$

а використана в досліді маса металу $m(\text{Me})$ витісняє з кислоти, об'єм водню $V_0(\text{H}_2)$, зведений до нормальних умов.

3. Після визначення молярної маси еквівалентів металу розраховуємо молярну масу металу для двох значень еквівалентного числа (валентності металу) Z , рівних 2 і 3 за рівнянням:

$$M(\text{Me}) = M_E(\text{Me}) \cdot Z.$$

За таблицею Д.Менделєєва вибираємо метал з відповідною валентністю, для якого розходження розрахованого значення молярної маси не перевищує 1–2 г/моль.

4. Розраховуємо відносну похибку досліду:

$$\Delta_{\text{ПОХ.}} = \frac{|M_{E \text{ ЕКСПЕР.}} - M_{E \text{ ТЕОР.}}|}{M_{E \text{ ТЕОР.}}} \cdot 100\%,$$

де $M_{E \text{ ЕКСПЕР.}}$ – молярна маса еквівалентів металу, розрахована за отриманими під час досліду даними, $M_{E \text{ ТЕОР.}}$ – теоретично розрахована молярна маса еквівалентів металу.

Контрольні завдання

1. Розрахувати молярну масу еквівалентів металу, виходячи з даних, наведених у таблиці 3.

Таблиця 3

№ з./п.	Маса металу, г	Отримана сполука, г
1	0,347	Сульфід, 4,347
2	1,635	Хлорид, 3,41
3	7,82	Сульфат, 17,42
4	1,73	Нітрат, 7,93
5	1,8	Фторид, 5,6
6	5,395	Оксид, 5,795
7	6,075	Гідрогенфосфат, 30,075
8	4,6	Гідрогенсульфат, 24
9	1,59	Гідроксид, 2,44
10	4,0	Сульфід, 7,2

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №2. ВИВЧЕННЯ ВЛАСТИВОСТЕЙ ОКСИДІВ, ОСНОВ ТА АМФОТЕРНИХ ГІДРОКСИДІВ

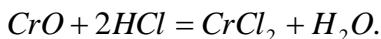
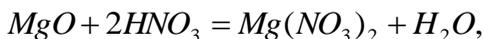
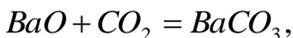
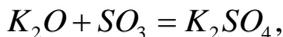
Теоретична частина

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

За хімічними властивостями оксиди поділяють на **несолетворні** і **солетворні**. Оксиди, які не утворюють гідратних сполук і солей, називаються **несолетворними** (N_2O , NO , CO , SiO).

Оксиди, які під час хімічних реакцій утворюють солі, є **солетворними**. За хімічними властивостями вони поділяються на **основні**, **кислотні** та **амфотерні**.

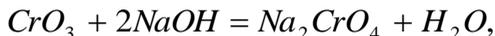
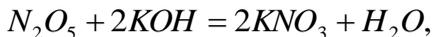
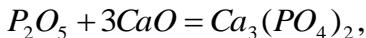
Основними називають оксиди, гідрати яких є основами. До основних належать оксиди активних металів – лужних (Li , Na , K , Rb , Cs), лужноземельних (Ca , Sr , Ba , Ra), Магнію, Лантану, а також перехідних металів (Mn , Cr , Ni , Fe , Cu) в нижчих ступенях окиснення (+1, +2). Основні оксиди реагують з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



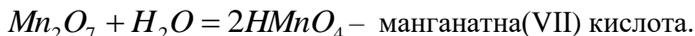
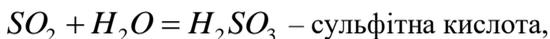
Оксиди лужних і лужноземельних металів розчиняються у воді, утворюючи при цьому їх гідрати – розчинні у воді основи (луги):



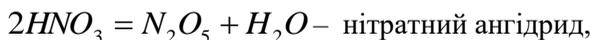
Кислотними оксидами або ангідридами називають оксиди, гідрати яких є кислотами. До них належать оксиди неметалів (CO_2 , B_2O_3 , N_2O_5 , P_2O_5 , SO_3 , SO_2 , N_2O_3), а також оксиди перехідних металів у вищому (+6, +7) ступені окиснення (CrO_3 , MnO_3 , Mn_2O_7). Кислотні оксиди реагують з основними оксидами і їх гідратами (основами) з утворенням солей:



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

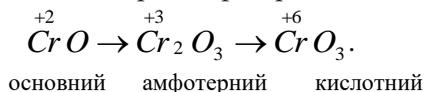


Ангїдридами кислот називають кислотні оксиди, які одержані шляхом дегїдратації (вїдбирання води) вїд вїдповїдних оксигеновмісних кислот:

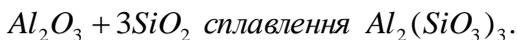
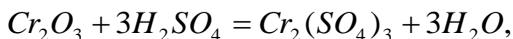


Амфотерними оксидами називають оксиди, які мають слабко виражені і кислотні і основні властивості, тобто здатні реагувати і з сильними кислотами і з сильними основами (лугами) з утворенням солей. До них належать оксиди деяких малоактивних металів головних пїдгруп (BeO , Al_2O_3), а також оксиди багатьох перехїдних металів у промїжному ступенї окиснення (ZnO , Cr_2O_3 , MnO_2 , SnO_2 , Fe_2O_3 , TiO_2).

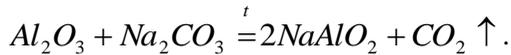
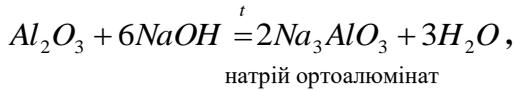
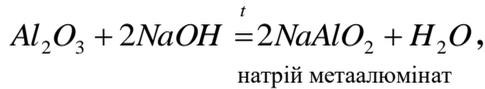
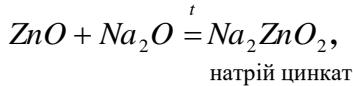
У перехїдних металів із змїнною валентністю з пїдвищенням ступеня окиснення хїмїчний характер оксидів змїнюється вїд основного через амфотерний до кислотного:



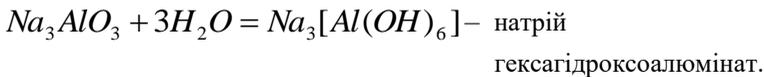
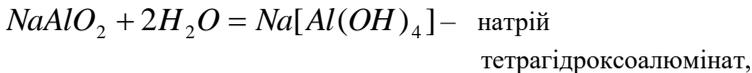
Амфотерні оксиди реагують з кислотними оксидами та кислотами, проявляючи слабко виражені основні властивості, з утворенням солей:



Проявляючи слабко виражені кислотні властивості, амфотерні оксиди реагують з оксидами, гїдроксидами або карбонатами лужних та лужноземельних металів з утворенням солей. Цї реакції вїдбуваються пїд час сплавлення:



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

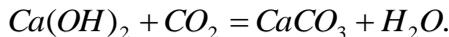
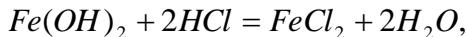


При безпосередній взаємодії амфотерних оксидів з концентрованими розчинами лугів утворюються комплексні солі:



Основами називають сполуки, які у водних розчинах дисоціюють на катіони основних залишків та гідроксид-аніони OH^- .

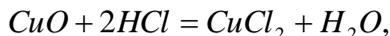
Найважливіша хімічна властивість основ – здатність реагувати з кислотами та кислотними оксидами (ангідридами) з утворенням солей:



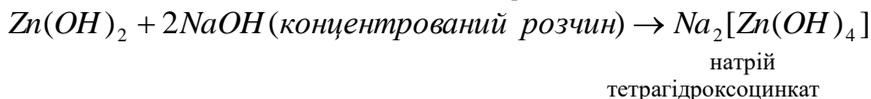
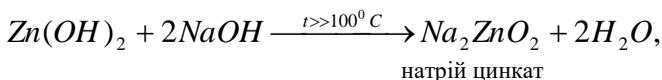
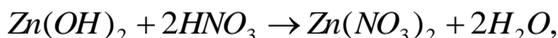
Основи є продуктами гідратації основних оксидів. **Розчинні у воді основи (луги)** утворюються в результаті прямої гідратації розчинних у воді основних оксидів:



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:



Експериментальна частина

I. 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 хлоридної 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 лакмусу, в іншу – вапняної води. Отриманий у попередньому досліді карбон(IV) оксид барботують у ці дві пробірки. Записати спостереження та відповідні рівняння реакції.

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 хлоридної кислоти, в третю – 2-3 мл концентрованого розчину лугу (натрій гідроксиду). Записати спостереження та відповідні рівняння реакцій.

Результати дослідів I, II, III звести у таблицю 4 і зробити висновки про хімічний характер досліджених оксидів.

Таблиця 4

Оксид	Рівняння реакцій з			Висновок про характер оксиду
	водою	кислотою	лугом	
<i>CuO</i>				
<i>CaO</i>				
<i>CO₂</i>				
<i>ZnO</i>				

IV. Добування нерозчинних основ

В одну пробірку налити 1-2 мл ферум(III) хлориду, а у іншу – стільки ж хром(II) хлориду (нікол(II) хлориду). 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 розведений розчин лугу до утворення осаду. Осад розділити на дві пробірки. До однієї пробірки додати рівний об'єм хлоридної кислоти, а до другої – стільки ж концентрованого розчину лугу. Записати спостереження та

рівняння реакцій, зробити висновок про хімічний характер алюміній гідроксиду.

Контрольні запитання

Для наведених нижче оксидів (таблиця 5):

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, P_2O_5 , CaO , Al_2O_3 , H_2SO_4 , $NaOH$, $Zn(OH)_2$.

Таблиця 5

№	Оксид	№	Оксид
1	CO_2	6	Cr_2O_3
2	Na_2O	7	SO_3
3	BeO	8	CrO
4	SO_2	9	N_2O_5
5	BaO	10	ZnO

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №3. ДОБУВАННЯ ТА ВИВЧЕННЯ ВЛАСТИВОСТЕЙ КИСЛОТ ТА СОЛЕЙ

Теоретична частина

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

Кислоти поділяють на безоксигенні та оксигенні або оксигеновмісні. **Безоксигенними** кислотами є водні розчини сполук неметалів шостої та сьомої групи періодичної системи елементів з Гідрогеном: H_2S , H_2Se , HCl , HBr , HF , HI , а також HCN , $HCNS$. **Оксигеновмісні** кислоти є гідратами (продуктами гідратації) кислотних оксидів (ангідридів кислот): H_2SO_3 – продукт гідратації SO_2 , H_2SO_4 – SO_3 , H_2CrO_4 – CrO_3 , HNO_3 – N_2O_5 , H_3PO_4 – P_2O_5 .

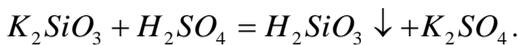
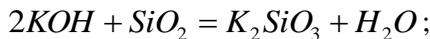
Один і той же ангідрид (наприклад, фосфатний) може утворювати декілька кислот. Продукти мінімальної гідратації

Таблиця 6

Систематичні назви кислот та кислотних залишків

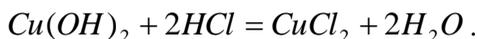
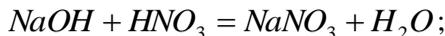
Формула кислоти	Систематична назва	Формула кислотного залишку	Назва кислотного залишку
1	2	3	4
HCl	Хлоридна	Cl^-	Хлорид
HBr	Бромідна	Br^-	Бромід
HF	Флуоридна	F^-	Флуорид
HI	Йодидна	I^-	Йодид
HNO_3	Нітратна	NO_3^-	Нітрат
HNO_2	Нітритна	NO_2^-	Нітрит
H_2CO_3	Карбонатна	CO_3^{2-}	Карбонат
H_2SO_4	Сульфатна	SO_4^{2-}	Сульфат
H_2SO_3	Сульфитна	SO_3^{2-}	Сульфит
H_2S	Сульфідна	S^{2-}	Сульфід
H_2SiO_3	Силікатна	SiO_3^{2-}	Силікат
H_3PO_4	Ортофосфатна, фосфатна	PO_4^{3-}	Ортофосфат, фосфат

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



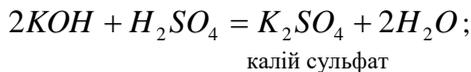
силікатна кислота

Найважливіша хімічна властивість кислот – здатність реагувати з основами, в результаті чого утворюються сіль і вода. Така реакція називається **реакцією нейтралізації**:

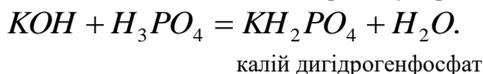
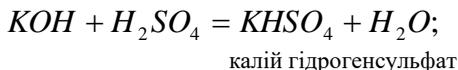


Солями називають складні речовини, які у водних розчинах дисоціюють на катіони основних та аніони кислотних залишків. Солі поділяють на середні, кислі та основні.

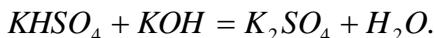
Середні солі – це продукти повної взаємної нейтралізації кислоти і основи:



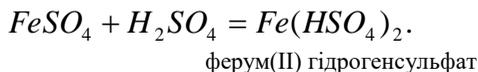
Кислі солі – продукти часткової нейтралізації багатоосновних кислот основами:



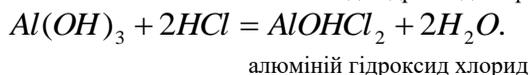
При додаванні лугів кислі солі перетворюються на середні:



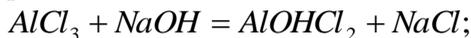
Кислі солі утворюються при додаванні кислоти до середньої солі:



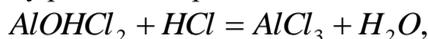
Основні солі – продукти часткової нейтралізації багато-кислотних основ кислотами:



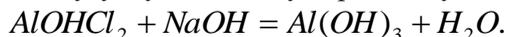
Основні солі утворюються при взаємодії лугу з надлишком середньої солі:



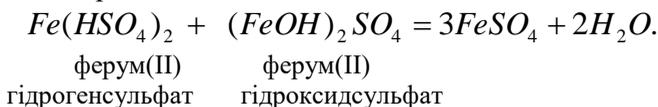
При додаванні кислоти малорозчинні основні солі перетворюються у розчинні середні солі:



а при додаванні лугу – у відповідну нерозчинну основу:



При змішуванні кислих та основних солей відбувається їх взаємна нейтралізація:



Експериментальна частина

I. Добування 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 рівняння реакції.

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

II. Добування та властивості кислих солей

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

III. Добування 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

Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення (таблиця 7):

Таблиця 7

№	Схема перетворення
1	2
1	$Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe(HSO_4)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow FeOHSO_4 \rightarrow$ $\rightarrow (Fe(OH)_2)_2SO_4 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$
2	$Ca(OH)_2 \rightarrow CaHPO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow$ $\rightarrow (CaOH)_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$
3	$AlCl_3 \rightarrow AlOHCl_2 \rightarrow Al(OH)_2Cl \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow$ $\rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(HSO_4)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3$
4	$ZnSO_4 \rightarrow Zn(HSO_4)_2 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow (ZnOH)_2SO_4 \rightarrow$ $\rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$
5	$Mg(OH)_2 \rightarrow (MgOH)_2SO_3 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgSO_3 \rightarrow$ $\rightarrow Mg(HSO_3)_2 \rightarrow MgSO_3 \rightarrow Mg(OH)_2$
6	$Cr_2(SO_4)_3 \rightarrow Cr(HSO_4)_3 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3$ \downarrow $CrOHSO_4 \rightarrow Cr(OH)_3 \rightarrow NaCrO_2$
7	$Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2$ $\downarrow \quad \downarrow$ $CaHPO_4 \quad (CaOH)_3PO_4$
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	$CuSO_4 \rightarrow (CuOH)_2SO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuSO_4 \rightarrow$ $Cu(HSO_4)_2$

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №4. ДОСЛІДЖЕННЯ ЗАЛЕЖНОСТІ ШВИДКОСТІ ГОМОГЕННОЇ РЕАКЦІЇ ВІД КОНЦЕНТРАЦІЇ РЕАГУЮЧИХ РЕЧОВИН

Теоретична частина

Хімічна кінетика вивчає швидкість хімічних процесів та залежність такої швидкості від різних факторів.

Швидкістю хімічної реакції називається зміна концентрації будь-якої речовини, що бере участь у реакції, за одиницю часу. Швидкість реакції на даний момент дорівнює

$$v = \frac{\Delta n}{V \Delta \tau} = \frac{\Delta C_M}{\Delta \tau},$$

На швидкість реакції впливають: природа реагуючих речовин, їх концентрація, температура, наявність каталізатора.

За законом діючих мас швидкість реакції пропорційна до добутку концентрації реагентів, взятих в степенях, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам.

Для реакції $aA + bB = eE + fF$ швидкість прямої реакції дорівнює

$$v = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b,$$

де v – швидкість хімічної реакції; C_A і C_B – концентрації реагуючих речовин; a і b – їх стехіометричні коефіцієнти; k – константа швидкості реакції, яка залежить від природи реагуючих речовин, від температури і від присутності каталізаторів, але не залежить від концентрації речовин.

Рівняння для швидкості реакції називається **кінетичним рівнянням реакції**. Стала k називається **константою швидкості реакції**. Вона дорівнює швидкості реакції при концентраціях реагентів, що дорівнюють одиниці.

Згідно з наближеним правилом Вант-Гоффа, підвищення температури на кожні 10 градусів збільшує швидкість реакції у 2-4 рази

$$v_{t_2} = v_{t_1} \gamma^{\left(\frac{t_2 - t_1}{10}\right)},$$

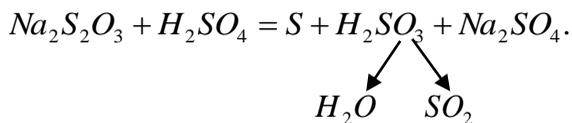
де γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції, постійний у невеликому інтервалі температур.

У загальному випадку температурний коефіцієнт швидкості реакції можна розраховувати за константами швидкості для двох будь-яких температур

$$\gamma = \frac{v_{t+10}}{v_t} = \frac{k_{t+10}}{k_t}.$$

Експериментальна частина

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



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

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

На стінках восьми сухих пробірок проставте восковим олівцем номери: 1, 2, 3, 4, 1а, 2а, 3а, 4а. В перші чотири пробірки налейте з бюретки (відлік за нижнім меніском) по 6 мл 2н розчину сульфатної кислоти. В інші чотири пробірки налейте з бюреток вказане в таблиці (див. табл. 8) число мілілітрів розчину натрій тіосульфату і води.

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

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

Таблиця 8

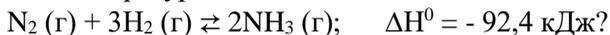
№ пробірки	Об'єм, мл		Відносна концентрація $Na_2S_2O_3$ $\frac{a}{a+b}$	Час (за секундоміром), τ	Швидкість реакції $\times 100$ $v = \frac{100}{\tau}$
	розчину $Na_2S_2O_3$ a	H_2O b			
1a	6	0	1		
2a	4	2	2/3		
3a	3	3	1/2		
4a	2	4	1/3		

Контрольні завдання

1. У скільки разів збільшиться швидкість реакції $3A_{(r)} + B_{(r)} = 2D_{(r)}$, що відбувається в закритій посудині, якщо збільшити тиск у 3 рази?

2. У скільки разів зросте швидкість реакції при підвищенні температури з $20^\circ C$ до $70^\circ C$, якщо температурний коефіцієнт реакції дорівнює 3?

3. В якому напрямку буде зміщуватись рівновага при підвищенні температури в системі:



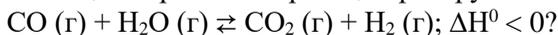
4. Як зміниться швидкість реакції $2NO (r) + O_2 (r) \rightarrow 2NO_2 (r)$, якщо зменшити об'єм системи в 3 рази?

5. Як зміниться швидкість реакції при збільшенні тиску в 2 рази: $4NO_2 (r) + O_2 (r) + 2H_2O (r) \rightarrow 4HNO_3 (p)$?

6. В якому напрямку зміститься рівновага $2CO (r) + O_2 (r) \rightleftharpoons 2CO_2 (r)$; $\Delta H^0 = -566 \text{ кДж}$ при пониженні температури?

7. Вкажіть у скільки разів збільшиться швидкість хімічної реакції, якщо підвищити температуру від 320°C до 380°C , якщо температурний коефіцієнт реакції дорівнює 2.

8. Як треба змінити тиск, температуру та концентрацію речовин для зміщення рівноваги реакції праворуч



9. При охолодженні реакційної суміші від 80°C до 50°C швидкість хімічної реакції зменшилась у 27 разів. Визначте температурний коефіцієнт реакції.

10. Як зміниться швидкість реакції при збільшенні тиску в 3 рази: $\text{N}_2 \text{ (г)} + 3\text{H}_2 \text{ (г)} \rightarrow 2\text{NH}_3 \text{ (г)}$?

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

Теоретична частина

Концентрація – це найважливіша характеристика будь-якого розчину. Вона визначає вміст речовини в одиниці маси або об'єму розчину (іноді розчинника).

Способи вираження кількісного складу розчинів

1. Масова частка речовини в розчині – $\omega(X)$ – це відношення маси розчиненої речовини $m(X)$, що міститься в розчині, до загальної маси цього розчину $m_{\text{розч.}}$:

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m_{\text{розч.}}} \cdot 100\% \quad \text{або} \quad \omega(X) = \frac{m(X)}{m_{\text{розч.}}},$$

де X – розчинена речовина; $m(X)$ – маса речовини, г; $m_{\text{розч.}}$ – маса розчину, г.

Допускається виражати масову частку речовини у частках одиниці або відсотках. $\omega(X)$ в % називається також відсотковою концентрацією й дорівнює масі речовини в 100 г розчину.

2. Молярна концентрація речовини X у розчині – це відношення кількості речовини $n(X)$, що міститься у розчині, до об'єму ($V_{\text{розч.}}$) цього розчину.

Молярна концентрація речовини показує скільки моль розчиненої речовини міститься в 1 дм³ розчину.

В СІ основною одиницею молярної концентрації є моль/м³, а для практичного користування – моль/дм³ або моль/л:

$$C_M(X) = \frac{n(X)}{V_{\text{розч.}}} = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V_{\text{розч.}}},$$

де X – розчинена речовина; $n(X)$ – кількість речовини, моль; $m(X)$ – маса речовини, $M(X)$ – молярна маса речовини, г/моль; $V_{\text{розч.}}$ – об'єм розчину, л.

Розчин з молярною концентрацією розчиненої речовини, яка дорівнює:

1 моль/дм³, називається одномолярним розчином (1М розчин);

0,1 моль/дм³ називається децимолярним розчином (0,1М розчин);

0,01 моль/дм³, називається сантимольярним (0,01М розчин);

0,001 моль/дм³ називається мілімолярним (0,001М розчин).

3. Молярна концентрація еквівалентів у розчині або нормальна концентрація — це відношення кількості моль еквівалентів ($n_E(X)$) розчиненої речовини у розчині до об'єму цього розчину ($V_{\text{розч.}}$):

$$C_H(X) = \frac{n_E(X)}{V_{\text{розч.}}} = \frac{m(X)}{M_E(X) \cdot V_{\text{розч.}}},$$

де X – розчинена речовина; $n_E(X)$ – кількість речовини еквівалента, моль; $m(X)$ – маса речовини, $M_E(X)$ – молярна маса еквівалентів речовини, г/моль-екв.; $V_{\text{розч.}}$ – об'єм розчину, л.

Одиниця вимірювання молярної концентрації еквівалентів є моль/м³, а для практичного користування – моль/дм³ або моль/л.

За рекомендаціями ІЮПАК, якщо 1 моль речовини еквівалентів розчинено в 1 дм³ розчину, то саме цей розчин можна назвати нормальним розчином.

Розчин концентрацією речовини $C_H(X) = 1 \text{ моль/дм}^3$ називається однормальним розчином речовини X , тобто розчин, що містить 1 моль-еквівалент речовини в 1 дм^3 ;

з $C_H(X) = 0,1 \text{ моль/дм}^3$ – децинормальним розчином;

з $C_H(X) = 0,01 \text{ моль/дм}^3$ – сантинормальним розчином;

з $C_H(X) = 0,001 \text{ моль/дм}^3$ – мілінормальним розчином речовини X .

Між молярною концентрацією речовини X у розчині і нормальною концентрацією речовини X у розчині є зв'язок:

$$C_H = Z \cdot C_M.$$

4. Моляльність розчиненої речовини в розчині – це відношення кількості речовини $n(X)$ (в молях), що міститься у розчині, до маси m розчинника Y (в кг) цього розчину:

$$C_m(X/Y) = \frac{n(X)}{m(Y)} \cdot 1000 = \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m(Y)}.$$

Одиниця вимірювання моль/кг.

Експериментальна частина

I. Проведення розрахунків

1. Приготувати розчин об'ємом 100 мл з молярною концентрацією еквівалентів хлоридної кислоти в розчині 0,1 моль-екв/л з заданою густиною.

2. За заданою густиною хлоридної кислоти ($\rho = 1,078 \text{ г/мл}$) визначити масову частку кислоти в розчині за табличними даними.

3. Розрахувати масу розчиненої речовини (хлоридної кислоти), яка міститься в розчині об'ємом 100 мл з молярною концентрацією еквівалентів розчиненої речовини 0,1 моль-екв/л за формулою:

$$C_E(HCl) = \frac{m(HCl)}{M_E(HCl) V_{\text{розч.}}},$$

звідки: $m(HCl) = C_E(HCl) \cdot M_E(HCl) \cdot V_{\text{розч.}}$.

4. Розрахувати масу розчину HCl , яка містить розраховану масу розчиненої речовини – хлоридної кислоти, з формули:

$$\omega(HCl) = \frac{m(HCl)}{m_{розч.}} \cdot 100\%,$$

звідки

$$m_{розч.} = \frac{m(HCl)}{\omega(HCl)} \cdot 100\%.$$

5. Розрахувати об'єм розчину хлоридної кислоти за відомою густиною:

$$V(HCl) = \frac{m_{розч.}}{\rho(HCl)}.$$

II. Приготування розчину

У мірну колбу на 100 мл налити дистильованої води 1/3 від її об'єму. З бюретки прилити розрахований об'єм вихідного розчину хлоридної кислоти, перемішати вміст колби і долити дистильованою водою до мітки на шийці колби. Концентрація одержаного розчину має становити приблизно 0,1 моль-екв/л. Визначити концентрацію приготовленого з високою точністю можна методом об'ємного аналізу – титруванням.

Чистою піпеткою (на 10 мл) за допомогою груші відібрати 10 мл приготовленого розчину хлоридної кислоти. Даний об'єм розчину перенести в конічну колбу та додати 2-3 краплі розчину індикатора фенолфталеїну (безбарвний в кислому середовищі і малиновий – в лужному). Закріплену в штативі бюретку заповнити титрованим розчином $NaOH$ і встановити рівень рідини в бюретці на нульовій поділці. Конічну колбу з відібраним розчином хлоридної кислоти та індикатором поставити на аркуш білого паперу під бюретку (носік бюретки мусить на 1-2 см входити в горло колби). При постійному перемішуванні досліджуваного розчину хлоридної кислоти приливати з бюретки по краплях розчин натрій гідроксиду до моменту, коли від однієї краплі лугу розчин в колбі набуде малинового забарвлення. Це свідчатиме про те, що вся кислота в колбі нейтралізована еквівалентною кількістю лугу, а остання крапля зумовила слаболужну реакцію розчину і зміну забарвлення індикатора. Перше титрування є приблизним.

Точне титрування необхідно провести не менше трьох разів. Рівень розчину лугу в бюретці кожного разу встановлювати на нульову поділку. Луг з бюретки приливати в конічну колбу з досліджуваним розчином кислоти швидко і тільки останні 1-2 мл – повільно, щоб зафіксувати момент появи забарвлення від однієї краплі лугу.

Результати трьох титрувань не повинні відрізнятись більше, ніж на 0,1 мл. Результати записати в таблицю 9.

Таблиця 9

№ титрування	$V(HCl)$, мл	$V(NaOH)$, мл	$C_H(NaOH)$	$C_H(HCl)$
1	10			
2	10			
3	10			
Середнє				

III. Обрахунки результатів дослідів

1. Розрахувати молярну концентрацію еквівалентів розчину приготовленої хлоридної кислоти, використовуючи середнє значення об'єму натрій гідроксиду та закон еквівалентів для розчинів :

$$V(HCl) \cdot C_H(HCl) = V(NaOH) \cdot C_H(NaOH).$$

$$\text{Звідси } C_H = \frac{V(NaOH) \cdot C_H(NaOH)}{V(HCl)}.$$

2. Розрахувати відносну похибку дослідів за формулою:

$$\% \text{ пох.} = \frac{|C_H(\text{теор.}) - C_H(\text{експ.})|}{C_H(\text{теор.})} \cdot 100\%.$$

Відсоток похибки не має перевищувати 1%.

Контрольні завдання

1. Розрахувати масову частку, молярну концентрацію, молярну концентрацію еквівалентів, молярну концентрацію розчину заданої речовини, використовуючи значення густини

даного розчину та відповідні величини, наведені у таблиці 10 згідно варіанту.

Таблиця 10

Умови Варіант	V, мл	ρ , г/мл	M(A), г	Речовина A
1	300	1,08	38,8	H_2SO_4
2	150	1,2	21,0	H_3PO_4
3	200	1,1	41,5	HNO_3
4	250	1,09	112	$CaCl_2$
5	100	1,15	40,0	$NaOH$
6	350	1,18	60,0	$BaCl_2$
7	180	1,07	73,0	HCl
8	160	1,4	65,0	Na_2CO_3
9	240	1,35	34,2	KOH
10	400	1,28	56,2	$AlCl_3$

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №6. РЕАКЦІЇ В ВОДНИХ РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Теоретична частина

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

Дисоціація – розпад молекул на йони.

Електроліти

СИЛЬНІ:	СЛАБКІ:
1. Розчинні у воді солі; 2. Кислоти: HNO_3 , $HClO_4$, HCl , HBr , HJ , H_2SO_4 (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 (CH_3COOH); 3. H_2CO_3 , H_2SiO_3 , H_2S , HCN , H_3BO_3 , H_2SO_3 ; 4. NH_4OH та малорозчинні у воді гідроксиди металів: $Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_3$, $Al(OH)_3$, $Mg(OH)_2$, $Pb(OH)_2$, $Cr(OH)_3$

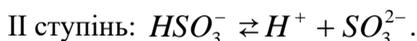
Речовини, які практично повністю дисоціюють на йони в розчинах, називаються **сильними електролітами**.

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

Кількісною характеристикою електролітичної дисоціації є ступінь дисоціації (α), який дорівнює відношенню числа дисоційованих молекул до загального числа молекул електроліту в розчині:

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

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



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

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

а за II ступенем:

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

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

$$K_{\text{дис.}} = \alpha^2 \cdot C_M,$$

звідки

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

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

Експериментальна частина

I. Реакції з утворення малорозчинних сполук

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 барій хлориду до одержання осаду. Записати спостереження та написати рівняння реакцій в йонно-молекулярній формі.

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 з 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 кристалічний натрій ацетат 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

1. Скласти молекулярні, повні та скорочені йонно-молекулярні рівняння взаємодії між речовинами, наведеними у таблиці 11:

Таблиця 11

№	Речовини, що реагують	№	Речовини, що реагують
1	$Fe(OH)_3$ та H_2SO_4	6	$Zn(OH)_2$ та $NaOH$
2	$CaCO_3$ та H_2SO_4	7	$Fe_2(SO_4)_3$ та $LiOH$
3	$Al(OH)_3$ та H_2SO_4	8	$Mg(OH)_2$ та H_2SO_4
4	FeS та HNO_3	9	$NaOH$ та H_2S
5	$Cr(OH)_3$ та HCl	10	$NaOH$ та H_3PO_4

2. Написати повні йонно-молекулярні рівняння та молекулярні однієї з реакцій, які описуються скороченими рівняннями, наведеними у таблиці 12:

Таблиця 12

№	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	$Ag^+ + Cl^- = AgCl \downarrow$
5	$Zn(OH)_2 + 2OH^- = [Zn(OH)_4]^{2-}$
6	$HS^- + OH^- = S^{2-} + H_2O$
7	$Cu^{2+} + S^{2-} = CuS$
8	$Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2 \downarrow$
9	$Pb^{2+} + 2I^- = PbI_2 \downarrow$
10	$S^{2-} + H^+ = H_2S$

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №7. ЙОННИЙ ДОБУТОК ВОДИ. ВИЗНАЧЕННЯ ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК РОЗЧИНІВ

Теоретична частина

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



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

Добуток концентрацій гідроген- і гідроксид-іонів називають йонним добутком води (K_{H_2O}) і при $22^\circ C$ 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-іонів 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-іонів 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 – $pH > 7$.

В розчинах сильних одноосновних кислот pH визначається за формулою:

$$pH = -\lg C_M \text{ (кислоти)}$$

В розчинах слабких одноосновних кислот

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

де pK – показник константи дисоціації кислоти.

Експериментальна частина

Визначення величини pH розчинів електrolітів

За величиною pH можна не тільки визначити реакцію середовища розчину електrolіту, 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 (табл. 13). 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 .

Таблиця 13

Колір універсального індикатора в залежності від pH

pH	Колір	pH	Колір
1-3	червоний	8	зелено-блакитний
4-5	оранжевий	9-10	блакитний
6	жовтий	11-13	фіолетовий
7	зелений		

б) Способом, аналогічним п.а визначте pH 0,1н. розчину NH_4OH та 0,1н. $NaOH$.

Порівняйте ці значення з розрахунковими. Зробіть висновок про силу амоній гідроксиду.

Контрольні завдання

1. Визначити водневий та гідроксильний показники розчину, в 100 мл якого розчиненого 0,004 г натрій гідроксиду.

2. Визначити pH та pOH 0,001 М розчину хлоридної кислоти.

3. Концентрація йонів H^+ в розчині хлоридної кислоти дорівнює $1 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Визначити pH цього розчину.

4. В розчині HCl $pH=2$. Визначити концентрацію йонів гідрогену, молярну концентрацію кислоти та масу HCl в 1 л розчину.

5. В 0,5 л розчину міститься 0,28 г KOH . Обчислити молярну концентрацію розчину, концентрацію гідроксид-йонів, pOH та pH розчину.

6. В розчині $pOH=1$. Обчислити концентрацію гідроксид-йонів, pH та pOH розчину.

7. Вибрати розчини, в яких $pH=2$: а) $[H^+]=10^{-2}$ моль/л; б) $[OH^-]=10^{-2}$ моль/л; в) 0,01М HCl ; г) 0,01М $NaOH$. Відповідь обґрунтувати.

8. В розчині HNO_3 $\text{pH}=3$. Обчислити концентрацію йонів Гідрогену, молярну концентрацію кислоти та масу HNO_3 в 2 л розчину.

9. В розчині KOH $\text{pOH}=2$. Обчислити концентрацію калій гідроксиду та масу KOH в 1 л розчину.

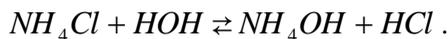
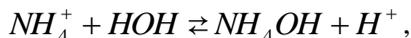
10. Вибрати розчин з мінімальним значенням pH : а) 0,1М NH_4OH ; б) 0,1М NaOH ; в) 0,1М CH_3COOH ; г) 0,1М HCl . Відповідь обґрунтувати.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №8. ДОСЛІДЖЕННЯ ГІДРОЛІЗУ СОЛЕЙ

Теоретична частина

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

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



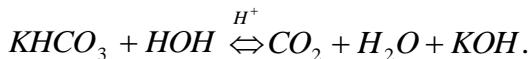
В результаті гідролізу цієї солі утворюється слабка основа NH_4OH і сильна кислота HCl , pH цього розчину буде кислим ($\text{pH} < 7$).

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



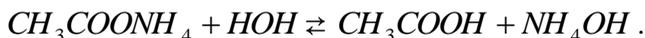
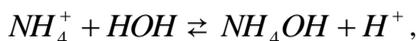
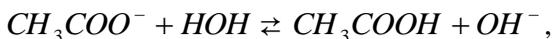
Як правило, самовільно гідроліз відбувається тільки за I ступенем. Щоб змістити йонну рівновагу і підсилити гідроліз цієї солі, необхідно додати сильну кислоту, щоб нейтралізувати лужну реакцію розчину.





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.

Кількісно гідроліз солей характеризується величиною ступеня та константи гідролізу. **Ступенем гідролізу (h)** солі називається відношення молярної концентрації гідролізованої солі до загальної молярної концентрації солі в розчині:

$$h = \frac{C_{\text{ГДРОЛ.}}}{C_{\text{СОЛІ}}}.$$

Константа гідролізу солі тісно зв'язана з константою дисоціації слабкого електrolіту, що утворюється в результаті гідролізу:

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{H_2O}}{K_{\text{Д}} (\text{слабк.електр.})}.$$

Ступінь та константа гідролізу солі зв'язані залежністю відповідно закону Оствальда:

$$h = \sqrt{\frac{K_{\Gamma}}{C_M}}.$$

Експериментальна частина

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?

II. Фактори, які посилюють ступінь гідролізу солей

а) В пробірку з розчином ферум(III) хлориду (з досліду 1) 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.

в) В пробірку налити 1/3 дистильованої води, додати декілька кристалів натрій ацетату та 1-2 краплі фенолфталеїну. Відмітити забарвлення розчину. Нагріти пробірку з розчином солі до кипіння та відмітити зміну забарвлення індикатора. Записати йонно-молекулярне рівняння гідролізу цієї солі. Як вплине температура на ступінь гідролізу солі?

Контрольні завдання

Для наведених нижче солей (таблиця 14) :

- 1) скласти рівняння гідролізу;
- 2) розрахувати константу K_T та ступінь гідролізу h та pH розчину.

Таблиця 14

№ з./п.	Речовина	C_M , моль/л	№ з./п.	Речовина	C_M , моль/л
1	$NaNO_2$	0,1	6	NH_4NO_3	0,01
2	Na_2S	0,1	7	Na_2CO_3	0,05
3	K_2CO_3	0,01	8	CH_3COONa	0,1
4	NH_4F	0,05	9	$NaBO_2$	0,1
5	Na_3PO_4	0,5	10	KF	0,01

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №9. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Теоретична частина

Окисно-відновні реакції – це реакції, що супроводжуються зміною ступенів окиснення атомів, що входять до складу реагуючих речовин.

Окиснення – це процес віддавання електронів атомом, молекулою або йоном. Атоми, молекули або йони, що віддають електрони, називаються відновниками, самі ж вони окиснюються.

Відновлення – це процес приєднання електронів атомом, молекулою або йоном. Атоми, молекули або йони, що приєднують електрони, називаються окисниками, самі ж вони відновлюються.

Ступінь окиснення атома позначається арабською цифрою із знаком „+” або „-” і ставиться над символом хімічного елемента.

Ступінь окиснення – це той електричний заряд, який виникає на атомі в результаті зміщення електронних пар від атома з меншою електронегативністю до атома з більшою електронегативністю.

Можна дати і інше визначення цього поняття: ступінь окиснення – це той умовний заряд атома в сполуці, який обчислений, виходячи з припущення, що речовина складається тільки з йонів.

В більшості сполук ступінь окиснення Оксигену дорівнює -2 (винятки OF_2 , де ступінь окиснення Оксигену $+2$ і пероксиди H_2O_2 , Na_2O_2 , де ступінь окиснення -1).

Для Гідрогену в сполуках характерний ступінь окиснення $+1$ (виняток – гідриди металів NaH , CaH_2 , де ступінь окиснення Гідрогену -1).

В молекулах простих речовин ступені окиснення атомів дорівнюють нулю.

Алгебраїчна сума ступенів окиснення атомів в сполуці дорівнює нулю, а в складному йоні – заряду йона. Виходячи з

цього, можна легко визначити ступінь окиснення атомів в складних сполуках.

Правила складання рівнянь електронного балансу

При складанні рівнянь електронного балансу виходять з того, що:

а) сума електронів, які беруть участь в реакції відновлення, дорівнює сумі електронів, які беруть участь в реакції окиснення;

б) алгебраїчна сума ступенів окиснення окремих атомів, відповідних молекул, дорівнює нулю;

в) визначають речовини, в яких атоми змінюють свій ступінь окиснення;

г) занотовують рівняння електронного балансу, в яких розраховується кількість електронів, які віддає відновник і приймає окисник;

д) зрівнюють кількості приєднаних і відданих електронів введенням множників, виходячи з найменшого загального кратного для коефіцієнтів у процесах окиснення й відновлення;

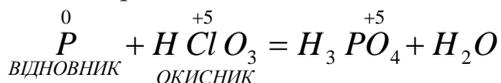
е) знайдені коефіцієнти підставляють у рівняння реакції перед відповідними формулами речовин у лівій і правій частинах.

ж) підбирають коефіцієнти для решти учасників реакції.

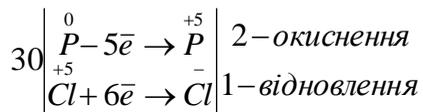
Приклад. Методом електронного балансу розставте коефіцієнти в рівнянні окисно-відновної реакції:



На початку складання рівняння реакції визначаємо елементи, що змінили ступінь окиснення, і складімо електронний баланс процесів окиснення й відновлення:



Ступінь окиснення змінюють Фосфор і Хлор. Складімо електронні рівняння:



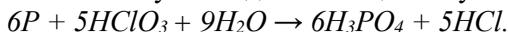
Найменше спільне кратне дорівнює 30.

Знайдені коефіцієнти підставляємо до рівняння реакції:



Порівняння лівої і правої частин рівняння показує, що для повного матеріального балансу в лівій частині перед H_2O треба виставити коефіцієнт 9.

Тоді в остаточному вигляді має місце наступне рівняння:



Еквівалент і молярна маса еквівалентів окисника і відновника

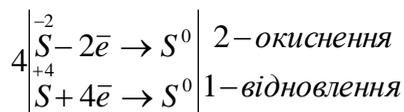
В окисно-відновних реакціях **еквівалент речовини** – це та умовна частинка (частка структурної одиниці), яка приймає (окисник) або віддає (відновник) один електрон. Так, в кислому середовищі йон MnO_4^- приймає 5 електронів, тому $f_{екв}$ для $KMnO_4$ дорівнює $\frac{1}{5}$, а еквівалент калій перманганату –

$\frac{1}{5} KMnO_4$.

Молярна маса еквівалентів окисника дорівнює молярній масі окисника, поділеній на число приєднаних однією молекулою електронів.

Молярна маса еквівалентів відновника дорівнює молярній масі відновника, поділеній на число відданих однією молекулою електронів.

Визначимо еквіваленти і молярні маси еквівалентів окисника і відновника в такій окисно-відновній реакції:



Йон S^{2-} віддає 2 електрони, тому $f_{ЕКВ}$ для H_2S дорівнює $\frac{1}{2}$, а еквівалент $-\frac{1}{2}H_2S$. Йон SO_3^{2-} приймає 4 електрони, тому $f_{ЕКВ}$ для H_2SO_3 дорівнює $\frac{1}{4}$, а еквівалент $-\frac{1}{4}H_2SO_3$.

Молярна маса еквівалентів відновника H_2S :

$$M\left(\frac{1}{2}H_2S\right) = \frac{1}{2}M(H_2S).$$

Молярна маса еквівалентів окисника H_2SO_3 :

$$M\left(\frac{1}{4}H_2SO_3\right) = \frac{1}{4}M(H_2SO_3).$$

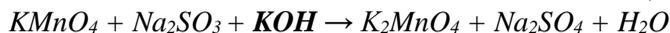
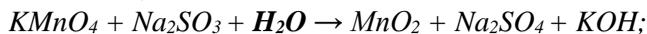
Експериментальна частина

I. Значення середовища в окисно-відновних процесах

У три пробірки наливають по 3-4 краплини розчину калій перманганату.

До першої з них додають 2-3 краплині 1М розчину сульфатної кислоти, до другої – стільки ж дистильованої води, до третьої – таку ж кількість луку. Далі, до усіх трьох пробірок по декілька кристалів натрій сульфїту (Na_2SO_3), розмішують до повного розчинення кристалів. Через 3-4 хвилини фіксують зміну кольору розчинів та випадіння осаду в одній з трьох пробірок.

Занотовують спостереження, складають схеми окисно-відновних процесів, враховуючи що колір сполук мангану залежить від його ступеню окиснення: йон MnO_4^{2-} – зелений, Mn^{2+} – безбарвний, MnO_2 – випадає у вигляді бурого осаду, підбирають коефіцієнти до рівнянь реакцій:



визначають окисник і відновник.

II. Внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції.

Розклад амоній дихромату

На азбестову сітку містять купкою небагато кристалічного амоній дихромату $(NH_4)_2Cr_2O_7$ й обережно нагрівають невеликим полум'ям до початку реакції.

Спостерігають зміну кольору та виділення газу. Занотовують спостереження, складають рівняння реакції, враховуючи, що продуктами реакції є хрому(III) оксид, азот та вода, зазначають окисник і відновник.

III. Складні йони в окисно-відновних реакціях.

Відновлення калій дихромату калій йодидом

До пробірки наливають 3-4 краплини калій дихромату, підкислюють декількома краплинами 1М сульфатної кислоти і додають краплинами розчин калій йодиду (до помітної зміни забарвлення розчину) та декілька краплин розчину крохмалю.

Занотовують спостереження, підбирають коефіцієнти до рівняння реакції:



визначають, яка речовина виконує роль окисника, а яка – відновника.

Контрольні завдання

Методом електронного балансу розставити коефіцієнти у наведених окисно-відновних реакціях, розрахувати молярні маси еквівалентів речовини окисника та відновника (таблиця 15):

Таблиця 15

№	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) $FeCl_2 + KClO_3 + HCl \rightarrow FeCl_3 + KCl + H_2O$
4	1) $K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$
	2) $HBr + H_2SO_4 \rightarrow SO_2 + Br_2 + H_2O$
5	1) $KI + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + H_2O + K_2SO_4$
	2) $K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + H_2S \rightarrow S + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$

1	2
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) $Pt + HNO_3 + HCl \rightarrow PtCl_4 + NO + H_2O$

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №10. ДОСЛІДЖЕННЯ ХІМІЧНИХ ВЛАСТИВОСТЕЙ МЕТАЛІВ РІЗНОЇ АКТИВНОСТІ

Теоретична частина

Електрохімія – це галузь хімії, яка охоплює хімічні процеси, що супроводжуються виникненням електричного струму або які спричинені дією електричного струму.

Розглянемо процеси, які відбуваються при зануренні металу в розчин електроліта. Такий провідник 1-го роду, занурений в розчин електроліта в умовах проходження через нього струму, називають **електродом**. На межі електрод – розчин електроліта виникає стрибок електричного потенціалу, який називають **електродним потенціалом**.

В металі встановлюється рухлива рівновага:



Електродний потенціал металу залежить від природи металу, концентрації, або точніше, від активності його йонів і температури.

Ця залежність виражається **формулою Нернста**:

$$\varphi_{Me^{n+}/Me} = \varphi^0_{Me^{n+}/Me} + \frac{RT}{nF} \ln[Me^{n+}],$$

де $[Me^{n+}]$ – концентрація йонів металу, моль/л; $\varphi^0_{Me^{n+}/Me}$ – електродний потенціал при $[Me^{n+}] = 1$ моль/л; R – універсальна газова стала, яка дорівнює 8,314 Дж/(мольК); T – температура, К; n – число електронів, що беруть участь в електродному процесі; F – стала Фарадея - 96494 Кл/моль.

Підставимо числові значення R і F і замінимо натуральний логарифм десятковим, помноживши на 2,3, тоді одержимо для температури 25°C:

$$\varphi_{Me^{n+}/Me} = \varphi^0_{Me^{n+}/Me} + \frac{0,059}{n} \lg[Me^{n+}].$$

Всі електродні процеси, які виражаються рівнянням $Me^{n+} + n\bar{e} \Leftrightarrow Me$, прийнято розмішувати за величиною їхніх стандартних потенціалів в ряд, який називають **рядом стандартних електродних потенціалів** (рядом напруг, табл. 16).

Йони металів – окисники, а метали у вигляді простих речовин – відновники. Чим більша алгебраїчна величина стандартного електродного потенціалу металу, тим сильнішим окисником в водному розчині є його йони; чим менша алгебраїчна величина потенціалу, тим сильніше виражені відновні властивості простої речовини-металу.

Активні метали початку ряду (до Mg) витісняють водень з води, Mg – тільки з гарячої. Метали між Mg і Cd не витісняють водень з води, хоча теоретично мають витіснити. На поверхні цих металів утворюються оксидні плівки.

Метали між Mg і воднем витісняють водень з розчинів кислот. При цьому на поверхні деяких металів утворюються захисні плівки. Метали можуть витіснити один одного з розчинів солей.

Напрямок реакції визначається їх взаємним положенням в ряді стандартних електродних потенціалів. Завжди електрохімічна система з більш високим значенням електродного потенціалу виступає як окисник.

Таблиця 16

Ряд стандартних електродних потенціалів металів

Рівняння електродного процесу	Стандартний потенціал φ^0 при 25° С, В	Рівняння електродного процесу	Стандартний потенціал φ^0 при 25° С, В
$\text{Li}^+ + e = \text{Li}$	-3,045	$\text{Co}^{2+} + 2e = \text{Co}$	-0,277
$\text{Rb}^+ + e = \text{Rb}$	-2,925	$\text{Ni}^{2+} + 2e = \text{Ni}$	-0,250
$\text{K}^+ + e = \text{K}$	-2,924	$\text{Sn}^{2+} + 2e = \text{Sn}$	-0,136
$\text{Cs}^+ + e = \text{Cs}$	-2,923	$\text{Pb}^{2+} + 2e = \text{Pb}$	-0,126
$\text{Ca}^{2+} + 2e = \text{Ca}$	-2,866	$\text{Fe}^{3+} + 3e = \text{Fe}$	-0,037
$\text{Na}^+ + e = \text{Na}$	-2,714	$2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2$	0
$\text{Mg}^{2+} + 2e = \text{Mg}$	-2,363	$\text{Bi}^{3+} + 3e = \text{Bi}$	0,215
$\text{Al}^{3+} + 3e = \text{Al}$	-1,663	$\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$	0,337
$\text{Ti}^{2+} + 2e = \text{Ti}$	-1,630	$\text{Cu}^+ + e = \text{Cu}$	0,520
$\text{Mn}^{2+} + 2e = \text{Mn}$	-1,179	$\text{Hg}_2^{2+} + 2e = 2\text{Hg}$	0,789
$\text{Cr}^{2+} + 2e = \text{Cr}$	-0,913	$\text{Ag}^+ + e = \text{Ag}$	0,799
$\text{Zn}^{2+} + 2e = \text{Zn}$	-0,763	$\text{Hg}^{2+} + 2e = \text{Hg}$	0,850
$\text{Cr}^{3+} + 3e = \text{Cr}$	-0,744	$\text{Pt}^{2+} + 2e = \text{Pt}$	1,188
$\text{Fe}^{2+} + 2e = \text{Fe}$	-0,440	$\text{Au}^{3+} + 3e = \text{Au}$	1,498
$\text{Cd}^{2+} + 2e = \text{Cd}$	-0,403	$\text{Au}^+ + e = \text{Au}$	1,692

Активні метали витісняють водень не тільки з води, але й з будь-яких водних розчинів, тому взаємне витіснення металів з розчинів солей відбувається лише у випадку металів, розташованих після магнію.

Експериментальна частина

I. Взаємодія металів з кислотами

В три пробірки налити по 8-10 крапель 10%-ного розчину сульфатної кислоти, в четверту – стільки ж розбавленої (1:3) нітратної кислоти ($\rho = 1,1-1,2$ г/мл). В розчин сульфатної кислоти занурити шматочки магнію, цинку і міді, в розчин нітратної кислоти – шматочок міді. Пробірку з нітратною кислотою і міддю нагріти. Які гази виділяються при взаємодії металів з кислотами? Користуючись рядом стандартних електродних потенціалів металів, визначити, в якому випадку

реакція метала з сульфатною кислотою неможлива. Як пояснити розчинення міді в нітратній кислоті?

II. Взаємодія металів з розчинами солей

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

III. Взаємодія металів з водою

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

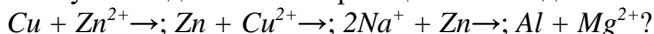
IV. Взаємодія алюмінію з водою в присутності луку

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

Контрольні завдання

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

2. Яку з наведених нижче реакцій можна здійснити:

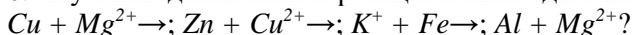


3. Розрахувати потенціал мідного електроду, зануреного в 0,1 М розчин купрум(II) сульфату.

4. Розрахувати потенціал цинкового електроду, зануреного в 0,01 М розчин цинк хлориду.

5. Які з металів розчиняються в розбавленій хлоридній кислоті: *Mg, Fe, Ni, Cu, Au*? Виходячи зі значень стандартних електродних потенціалів, обґрунтувати можливість або неможливість перебігу реакції в кожному випадку. Написати рівняння можливих реакцій. Вказати окисник та відновник.

6. Яку з наведених нижче реакцій можна здійснити:



7. Розрахувати потенціал магнієвого електроду, зануреного в 0,1 М розчин магній сульфату.

8. Розрахувати потенціал залізного електроду, зануреного в 0,01 М розчин ферум(II) сульфату.

9. Розрахувати потенціал свинцевого електроду, зануреного в 0,1 М розчин плюмбум(II) сульфату.

10. Розрахувати потенціал мідного електроду, зануреного в 0,01 М розчин купрум(II) хлориду.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №11. ВЛАСТИВОСТІ СПОЛУК ФЕРУМУ(II) ТА ФЕРУМУ(III)

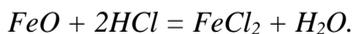
Теоретична частина

Ферум(II) оксид FeO – чорний порошок, легко окиснюється, виявляє основні властивості. Одержують відновленням Fe_2O_3 :

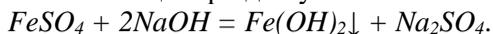


Одержати FeO безпосередньою взаємодією елементів неможливо.

При розчиненні FeO у кислотах-неокисниках утворюються солі Fe^{2+} :

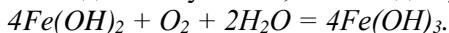


Ферум(II) гідроксид $Fe(OH)_2$ – утворюється у вигляді білого осаду або пластівців при дії лугів на солі Fe^{2+} :

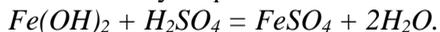


$Fe(OH)_2$ неможливо безпосередньо одержати взаємодією металічного заліза або FeO з водою.

При стоянні на повітрі $Fe(OH)_2$ окиснюється і його колір змінюється із білого до зеленуватого, а потім до бурого $Fe(OH)_3$:

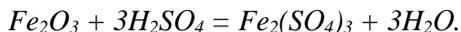


Ферум(II) гідроксид виявляє основні властивості, реагує з розбавленими кислотами з утворенням солей Fe^{2+} :

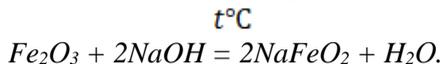
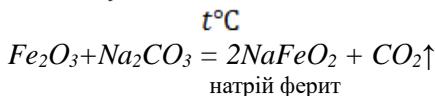


Ферум(III) оксид Fe_2O_3 – найстійкіша природна сполука Феруму, порошок бурого кольору, має атомні кристалічні ґратки, у воді не розчиняється. Ферум(III) оксид виявляє слабкі

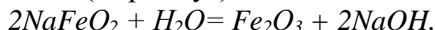
амфотерні властивості (з переважанням основних) – легко реагує з кислотами:



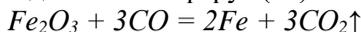
Виявляє слабкі кислотні властивості при сплавленні з лугами і карбонатами лужних металічних елементів:



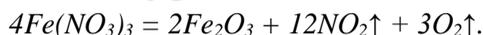
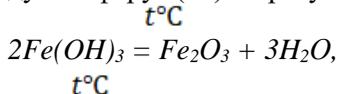
Натрій ферит, що утворився, у водному розчині повністю розкладається водою (гідролізує):



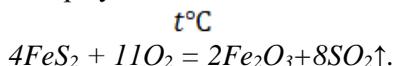
Відновники відновлюють ферум(III) оксид до заліза:



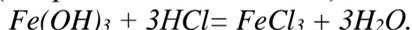
Ферум(III) оксид одержують термічним розкладанням ферум(III) гідроксиду або ферум(III) нітрату:



Його також одержують під час випалювання піриту FeS_2 :



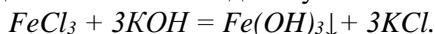
Ферум(III) гідроксид $Fe(OH)_3$ — нерозчинна у воді речовина бурого кольору зі слабкими амфотерними властивостями (з переважанням основних):



Реакції з концентрованими розчинами лугів протікають лише при тривалому нагріванні. При цьому утворюється стійкий гідроксокомплекс $K_3[Fe(OH)_6]$:

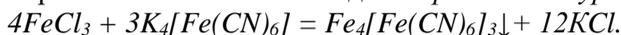


Ферум(III) гідроксид одержують з розчинних у воді солей Феруму(III) під час їхньої взаємодії з лугами:

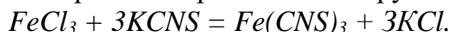


Якісні реакції на йон Fe^{3+} :

1. Реактив – калій гексаціаноферат(II) (*жовта кров'яна сіль*). Утворюється темно-синій осад — *берлінська лазур*.



2. Реактив – калій (або амоній) тиоціанат. Утворюється ферум(III) тиоціанат криваво-червоного кольору:



Експериментальна частина

I. Дія на залізо кислот та лугів

Вивчіть взаємодію заліза з кислотами: а) хлоридною, б) розведеною сульфатною, в) концентрованою сульфатною, г) розведеною нітратною, д) концентрованою нітратною. Довести за допомогою хімічних реакцій, який ступінь окиснення набуває при цьому ферум. Написати відповідні рівняння реакцій.

II. Добування та властивості ферум(II) гідроксиду

До 2-3 мл розчину ферум(II) сульфату додати таку ж кількість розчину натрій гідроксиду. Записати спостереження та відповідне рівняння реакції у молекулярній та йонно-молекулярні формах.

Вивчіть відношення осаду, що утворився до дії: а) розведеної сульфатної кислоти, б) розчину гідроксиду натрію, в) кисню повітря. Які властивості виявляє ферум(II) гідроксид? Записати спостереження та відповідне рівняння реакції у молекулярній та йонно-молекулярні формах.

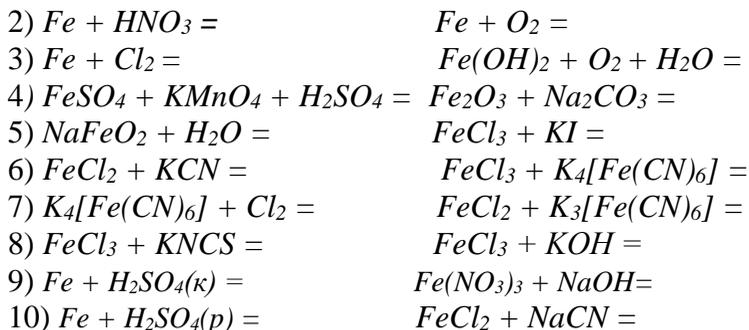
III. Добування та властивості ферум(III) гідроксиду

До розчину ферум(III) хлориду додайте розчину гідроксиду натрію. Дослідіть взаємодію осаду, що утворився, до дії: а) розчину сульфатної кислоти, б) розчину гідроксиду натрію. Зробіть висновок про кислотно-основні властивості гідроксиду феруму(III). Записати спостереження та рівняння реакції у молекулярній та йонно-молекулярні формах.

Контрольні завдання

I. Закінчіть рівняння реакцій:





II. Виконайте завдання:

1. Обчисліть і вкажіть масу розчину хлоридної кислоти з масовою часткою гідроген хлориду 26%, яку необхідно використати на реакцію з 83,52 г залізної окалини.

2. Під час розчинення 25 г мідних і залізних ошурків у хлоридній кислоті виділилось 7616 мл газу (н.у.). Визначте і вкажіть масову частку заліза у суміші.

3. Визначте і вкажіть масу осаду, який утвориться під час взаємодії луку, що міститься у 35 г розчину з масовою часткою калій гідроксиду 16 %, з розчином ферум(III) хлориду.

4. Обчисліть і вкажіть об'єм газової суміші, яку можна одержати у результаті термічного розкладання 12,1 г ферум(III) нітрату.

5. На суміш порошків заліза і міді масою 8 г подіяли розведеною сульфатною кислотою. При цьому виділився газ об'ємом 4,48 л. Яка масова частка кожного з металів у суміші?

6. Визначити масу солі, яку можна добути взаємодією розбавленої сульфатної кислоти з залізом масою 40г, якщо масова частка домішок у ньому складає 4,7%.

7. Визначити об'єм водню (н.у.), який виділиться при розчиненні у розбавленій сульфатній кислоті 70 г заліза.

8. Обчисліть і вкажіть масу розчину сульфатної кислоти з масовою часткою кислоти 38%, яку необхідно використати на реакцію з 112 г заліза.

9. Визначте і вкажіть масу осаду, який утвориться під час взаємодії лугу, що міститься у 80 г розчину з масовою часткою натрій гідроксиду 20 %, з розчином ферум(II) хлориду.

10. Визначити об'єм водню (н.у.), який виділиться при розчиненні у хлоридній кислоті 112 г заліза.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №12. КОРОЗИЯ МЕТАЛІВ ТА МЕТОДИ ЗАХИСТУ ВІД КОРОЗІЇ

Теоретична частина

Руйнування металів під впливом хімічної або електрохімічної дії зовнішнього середовища називають **корозією**. Корозія металів за характером процесу може бути поділена на корозію **хімічну** і **електрохімічну**. При **хімічній корозії** електрони переходять з атома металу на частинку (атом, молекулу) – окисник, що входить до складу середовища. Приклади хімічної корозії – руйнування металів в рідинах – неелектролітах (діелектриках) і в сухих газах при високих температурах. В результаті такої корозії виходять з ладу деталі інженерних конструкцій (газові турбіни, сопла ракетних двигунів, арматура печей тощо).

Процес руйнування металу при електрохімічній корозії супроводжується виникненням електричного струму. До **електрохімічної корозії** належить руйнування металів в електролітах, головним чином в водних розчинах кислот, лугів і солей. До електрохімічної корозії належить також атмосферна корозія.

Методи захисту металів від корозії дуже різноманітні. Найважливіші з них такі.

1. Застосування хімічно стійких сплавів. Найбільше застосування мають неіржавіючі сталі, до складу яких входить до 18% *Cr* і до 10% *Ni*.

2. Захист поверхні металів покриттями. Покриття бувають неметалічні і металічні. До неметалічних відносять покриття

лаками, фарбами, емаллями, фенолформальдегідними та іншими смолами.

Для металічних покриттів застосовують метали, які утворюють захисні плівки (*Cr, Ni, Zn, Cd, Al, Sn* тощо).

Розрізняють **анодне і катодне покриття**. Якщо потенціал покриття більш від'ємний, ніж основного металу, то воно називається **анодним**, а якщо потенціал покриття більш додатний – **катодним**. Наприклад, залізо покрите цинком – покриття анодне ($\varphi^0_{Zn^{2+}/Zn} = -0,763B, \varphi^0_{Fe^{2+}/Fe} = -0,440B$); залізо покрите оловом – катодне покриття ($\varphi^0_{Sn^{2+}/Sn} = -0,136B$ більший за $\varphi^0_{Fe^{2+}/Fe}$).

Експериментальна частина

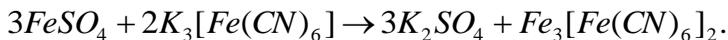
I. Розчинення цинку в кислоті в присутності йона Cu^{2+}

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

II. Електрохімічна корозія металів

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

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



2.2. Дослідження контактної корозії металів

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

В якій пробірці і чому з'являється інтенсивне синє забарвлення? Скласти схеми двох макрогальванопар і рівняння реакцій на електродах. Який метал захищає залізо від корозії?

Напрямок реакції визначається їх взаємним положенням в ряді стандартних електродних потенціалів. Завжди електрохімічна система з більш високим значенням електродного потенціалу виступає як окисник.

III. Захист металів від корозії

3.1. Пасивація заліза під дією концентрованої нітратної кислоти

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

3.2. Застосування інгібіторів корозії

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

Контрольні завдання

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

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

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

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

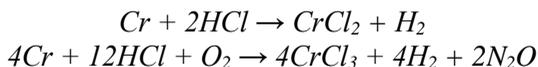
5. Мідь не витісняє водень з розбавлених кислот. Проте, якщо до мідної пластинки, зануреної в кислоту доторкнутися цинковою, то на поверхні міді починається бурхливе виділення водню. Дати цьому пояснення. Скласти електронні рівняння анодного та катодного процесів. Написати рівняння хімічної реакції,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

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №13. ВЛАСТИВОСТІ ХРОМУ ТА ЙОГО СПОЛУК

Теоретична частина

Хром – сріблясто-білий метал. Температура плавлення його становить $1890^{\circ}C$. густина $7,19 \text{ г/см}^3$. Чистий хром досить пластичний, а технічний – найтвердіший з усіх металів.

Хром хімічно малоактивний. За звичайних умов він реагує тільки з фтором, утворюючи суміш фторидів. В нітратній і концентрованій сульфатній кислотах він пасивується, вкриваючись захисною оксидною плівкою. У хлоридній та розбавленій сульфатній кислотах розчиняється, при цьому, якщо кислота повністю звільнена від розчиненого кисню, утворюються солі Хрому(II), а якщо реакція відбувається на повітрі – солі Хрому(III):



Хром утворює такі оксиди і гідроксиди: CrO і $Cr(OH)_2$, Cr_2O_3 і $Cr(OH)_3$, CrO_3 і H_2CrO_4 .

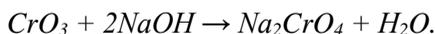
Оксид хрому(III) Cr_2O_3 – належить до амфотерних. Хром(VI) оксид CrO_3 – кислотний оксид. Його можна добути дією концентрованої сульфатної кислоти на насичений розчин калій дихромату $K_2Cr_2O_7$:



Гідроксидами Хрому(VI) є дві кислоти: хромова H_2CrO_4 і дихромова $H_2Cr_2O_7$. Обидві кислоти існують тільки у водних розчинах. Вони утворюються при розчиненні у воді хром(VI) оксиду.

Солі хромової кислоти називаються *хроматами(VI)* (часто ступінь окислення хрому не зазначають), наприклад: K_2CrO_4 – калій хромат. Солі дихромової кислоти називаються *дихроматами*. Наприклад: $K_2Cr_2O_7$ – калій дихромат.

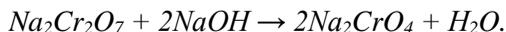
Хромати утворюються при взаємодії CrO_3 або розчинів хромових кислот з лугами:



Дихромати утворюються при дії на хромати кислот:



Можливий і зворотній перехід при додаванні лугів до розчинів дихроматів:



Отже, в кислих розчинах існують переважно дихромати (вони забарвлюють розчини в оранжевий колір), а в лужних – хромати (розчини жовтого кольору).

Для сполук хрому характерні окислювально-відновні реакції. Сполуки Хрому(II) – сильні відновники. Вони легко окислюються навіть киснем повітря. Для сполук Хрому(III) також характерне виявлення відновних властивостей. Під дією окислювачів вони переходять у сполуки Хрому(VI) – хромати (у лужному середовищі) і дихромати (у кислому середовищі).

Експериментальна частина

I. Добування та властивості хром(III) гідроксиду

До 2-3 мл розчину хрому(III) сульфату додайте водний розчин амоніаку до утворення осаду. Осад розділити на дві пробірки. До однієї пробірки додати рівний об'єм хлоридної кислоти, а до другої – стільки ж концентрованого розчину лугу. Записати спостереження та рівняння реакцій в молекулярному,

повному та скороченому йонно-молекулярному вигляді, зробити висновок про хімічний характер хром(III) гідроксиду.

II. Гідроліз солей хрому(III)

Налийте в пробірку 2-3 мл дистильованої води і додайте 5-6 мл розчину хром(III) нітрату. Виміряйте і поясніть значення рН водного розчину хрому(III) нітрату. Напишіть рівняння гідролізу.

III. Відновні властивості сполук хрому(III)

До розчину хрому(III) сульфату поступово додайте надлишок розчину гідроксиду натрію, а потім розчин гідроген пероксиду. Спостерігайте зміну кольору розчину. Зробіть висновок про роль сполук хрому(III) у перетвореннях, що вивчаються. Напишіть рівняння реакції.

IV. Окисні властивості дихроматів

До пробірки внести 5-6 крапель розчину калій дихромату $K_2Cr_2O_7$, підкисленого трьома краплями розведеної сульфатної кислоти H_2SO_4 , і додати декілька крапель розчину натрій сульфїту Na_2SO_3 . Запишіть спостереження та складіть рівняння реакції. Урівняйте рівняння методом електронного балансу.

V. Перехід дихроматів у хромати і навпаки

У пробірки внести 5-6 крапель розчину калій дихромату $K_2Cr_2O_7$ і додати 2-3 краплі розчину лугу KOH . До отриманого розчину прилити 2-3 краплі розведеної сульфатної кислоти H_2SO_4 . Запишіть спостереження та складіть рівняння реакції. Урівняйте рівняння методом електронного балансу.

Контрольні завдання

1. Охарактеризуйте промислові способи добування хрому.
2. Як хром реагує з хлоридною, розведеними та концентрованими сульфатною та нітратною кислотами? Наведіть рівняння реакцій.
3. Користуючись періодичною системою, охарактеризуйте елемент Хром та його сполуки.
4. Доведіть амфотерність хром(III) гідроксиду, навівши відповідні рівняння реакцій.
5. Яке значення в техніці має хром? Назвіть галузі його застосування.

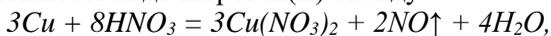
6. Охарактеризуйте відновні властивості сполук Cr(III).
7. Окисні властивості сполук хрому(VI). Навести рівняння реакцій.
8. Які ступені окиснення характерні для Хрому. Складіть електронні формули.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №14. ВЛАСТИВОСТІ МІДІ ТА СПОЛУК КУПРУМУ

Теоретична частина

Купрум *Cu* належать до ІВ-підгрупи, малоактивний метал. Мідь безпосередньо з'єднується з киснем, галогенами і сіркою, з лугами не реагує.

З розведених хлоридної, сульфатної та ацетатної кислот мідь не витісняє водень. Розведена нітратна кислота окиснює мідь і відновлюється до нітроген(II) оксиду



а концентрована сульфатна кислота відновлюється до сульфур(IV) оксиду



Купрум утворює основний оксид *CuO*, якому відповідає нерозчинна основа *Cu(OH)₂*, яку одержують дією лугів на солі купруму(II).

Експериментальна частина

I. Взаємодія міді з кислотами

Вивчіть взаємодію міді з кислотами: а) хлоридною, б) розведеною сульфатною, в) концентрованою сульфатною, г) розведеною нітратною, д) концентрованою нітратною. Написати відповідні рівняння реакції.

II. Добування та властивості купрум(II) гідроксиду

До 2-3 мл розчину ферум(II) сульфату додати таку ж кількість розчину натрій гідроксиду до утворення осаду. Записати спостереження та відповідне рівняння реакції у молекулярній та йонно-молекулярні формах. Вивчіть відношення осаду до: а) хлоридної кислоти; б) концентрованого розчину натрію гідроксиду; в) розчину амоніаку; в) нагрівання.

Напишіть відповідні рівняння реакції. Зробіть висновок про хімічний характер осаду.

III. Гідроліз солей купрум(II)

Налийте в пробірку 2-3 мл дистильованої води і додайте 5-6 мл розчину купрум(II) сульфату. Виміряйте і поясніть значення рН водного розчину купрум(II) сульфату. Напишіть рівняння гідролізу.

Контрольні завдання

1. Охарактеризуйте промислові способи добування міді.
2. Як мідь реагує з хлоридною, розведеними та концентрованими сульфатною та нітратною кислотами? Наведіть рівняння реакцій.
3. Користуючись періодичною системою, охарактеризуйте елемент Купрум та його сполуки.
4. Доведіть основний характер купрум(II) гідроксиду, навівши відповідні рівняння реакцій.
5. Яке значення в техніці має мідь? Назвіть галузі його застосування.
6. Наведіть рівняння реакції утворення основної солі купрум(II).
7. Сполуки купрум(II), добування, властивості.
8. Які ступені окиснення характерні для Купрум(II). Складіть електронні формули.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №15. ВИЗНАЧЕННЯ ЗАГАЛЬНОЇ ТВЕРДОСТІ ВОДИ КОМПЛЕКСОНОМЕТРИЧНИМ МЕТОДОМ

Теоретична частина

Катіони Ca^{2+} та Mg^{2+} і важких металів зумовлюють твердість води. Але в зв'язку з тим, що в природних водах переважають йони Ca^{2+} та Mg^{2+} , то загальна твердість води може бути охарактеризована сумою концентрацій йонів Ca^{2+} та Mg^{2+} .

забарвлення. Поява синього забарвлення означає кінець титрування.

Незалежно від заряду катіонів 1 моль катіонів зв'язується з 1 моль ЕДТА: $f_{EKB}(Me^{n+}) = f_{EKB}(EДТА) = 1$; $Me(Me^{n+}) = M(Me^{n+})$, $Me(EДТА) = M(EДТА)$; $C_n(EДТА) = C_m(EДТА)$.

Експериментальна частина

До 100 мл досліджуваної води, відміряної мірною колбою в конічну колбу на 250 мл, додати 5 мл амоніачного буферного розчину ($NH_4OH + NH_4Cl$) та 6-7 крапель розчину індикатора еріохрому чорного Т.

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

Загальну твердість води визначають за формулою:

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

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

№ з.п.	V_{H_2O} , мл	V_{TB} , мл	$C_n.TB$	T_{H_2O}
1				
2				
3				
Сер.				

Контрольні завдання

1. Розрахувати постійну твердість води, якщо для видалення кальцій-катіонів, які містились в 50 л цієї води, витрачено 21,6 г безводної бури.

2. Яку масу $Ca(OH)_2$ необхідно додати до 1000 л води, щоб усунути тимчасову твердість 2,86 ммекв/л?

3. Розрахувати тимчасову твердість води, знаючи, що на реакцію з гідрогенкарбонатом, який міститься в 50 мл цієї води, витрачено 2,5 мл 0,1 н. розчину HCl .

4. Розрахуйте загальну твердість води, якщо в 0,15 л води міститься 16,20 мг кальцій гідрогенкарбонату, 2,92 мг магній гідрогенкарбонату, 11,10 мг кальцій хлориду і 9,50 мг магній хлориду.

5. Для усунення загальної твердості вапняно-содовим методом до 50 л води було додано 7,4 г $Ca(OH)_2$ і 5,3 г Na_2CO_3 . Розрахувати тимчасову і постійну твердість води.

6. Чому дорівнює постійна твердість води, якщо для її усунення до 25 л води було додано 21,6 г бури $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$?

7. Некарбонатна твердість води дорівнює 3,18 ммекв/л. Яку масу Na_3PO_4 треба взяти, щоб пом'якшити 1 м³ води?

8. Загальна твердість Рівненської водопровідної води дорівнює 8,52 ммекв/л, а тимчасова 6,95 ммекв/л. Яку масу $Ca(OH)_2$ і Na_2CO_3 треба взяти, щоб усунути твердість 5 л води?

9. Твердість деякого зразку води обумовлена тільки кальцій нітратом. При обробці 0,25 л зразку води натрій карбонатом в осад випало 37,8 мг $CaCO_3$. Чому дорівнює твердість води?

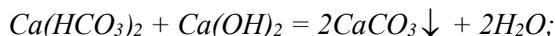
10. Для пом'якшення 100 л води витратили 12,72 г Na_2CO_3 . Чому дорівнює твердість води?

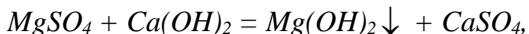
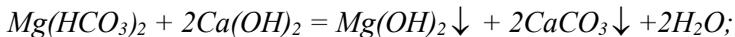
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №16. ХІМІЧНІ МЕТОДИ ПОМ'ЯКШЕННЯ ВОДИ

Теоретична частина

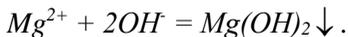
Вапняно-содовий метод пом'якшення води є найбільш поширеним. Вапно усуває карбонатну твердість, обумовлену наявністю у воді гідрогенкарбонатів кальцію і магнію, за рахунок утворення магній гідроксиду і кальцій карбонату, а магнієву твердість (частину некарбонатної твердості, обумовленої наявністю солей магнію) переводить в кальцієву твердість.

Реакції, які відбуваються при обробці води вапном, можна записати рівняннями:





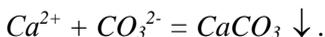
або у йонному вигляді:



Сода усуває некарбонатну кальцієву твердість води завдяки утворенню осаду кальцій карбонату:



або в йонному вигляді:



При пом'якшенні води вапняно-содовим методом важливо встановити необхідні дози вапна і соди.

Експериментальна частина

I. Визначення дози вапна

В мірну колбу на 200 мл наливають піпеткою 100 мл вапняного розчину, що містить 1 мг/мл СаО, доливають до мітки досліджуваною водою і вміст колби збовтують. Потім розчин переливають в плоскодонну колбу місткістю 300 мл, закривають її скляною лійкою і переносять її на 5 хв в кип'ячу водяну баню (для укрупнення кристалів утвореного осаду). Розчин охолоджують до 20⁰С і фільтрують через щільний фільтр в конічну колбу місткістю 250 мл. Першими порціями фільтрату споліскують колбу. Фільтрат виливають. В конічну колбу на 250 мл відбирають піпеткою 50 мл профільтрованої рідини, додають 2-3 краплі фенолфталеїну (розчин повинен набути рожевий колір) і додають по краплях з бюретки 0,1н розчин хлоридної кислоти до знебарвлення розчину.

Об'єм вапняного розчину V_{CaO} , необхідний для пом'якшення 150 мл досліджуваної води, визначають за формулою:

$$V_{CaO} = V_1 - \frac{4V_2 C_H M_E (CaO)}{C_{CaO}},$$

де V_1 – об'єм взятого для визначення вапняного розчину, мл (100 мл); V_2 – об'єм розчину хлоридної кислоти, витраченої на

титрування 50 мл фільтрату; C_H – нормальність розчину хлоридної кислоти; C_{CaO} – концентрація вапняного розчину, мг/мл; $M_E(CaO)$ – міліграм-еквівалент CaO (28); 4 – коефіцієнт розведення вапняного розчину досліджуваною водою.

Дозу оксиду кальцію D_{CaO} для пом'якшення 1 л досліджуваної води визначають за формулою:

$$D_{CaO} = \frac{V_{CaO} C_{CaO} \cdot 1000}{200 - V_1},$$

де 200 – об'єм суміші досліджуваної води і вапняного розчину, мл.

II. Визначення дози соди

В мірну колбу на 200 мл наливають піпеткою 100 мл досліджуваної води і визначений об'єм вапняного розчину (необхідний об'єм його встановили в попередньому досліді). Збовтують вміст колби на протязі 1-2 хв., додають 3 мл 5%-го розчину Na_2CO_3 і доливають досліджуваною водою до мітки. Після повторного збовтування вміст мірної колби виливають в колбу з плоским дном місткістю 500 мл і переносять її на 5 хв. в кип'ячу водяну баню. Охолоджують розчин до 20° С і фільтрують. Потім відбирають піпеткою 100 мл фільтрату в конічну колбу місткістю 250 мл та визначають кількість залишкової соди у фільтраті титруванням 0,1 н розчином хлоридної кислоти в присутності метилового оранжевого.

Об'єм розчину $V_{Na_2CO_3}$, необхідний для пом'якшення 100 мл води, що досліджується, знаходять за формулою:

$$V_{Na_2CO_3} = V_3 - \frac{2V_4 C_H M_E(Na_2CO_3)}{C_{Na_2CO_3}},$$

де V_3 – об'єм взятого для визначення розчину соди, мл (3мл); V_4 – об'єм 0,1н розчину хлоридної кислоти, витрачений на титрування 100 мл фільтрату, мл; C_H – нормальність розчину хлоридної кислоти; $M_E(Na_2CO_3)$ – міліграм-еквівалент соди (53); $C_{Na_2CO_3}$ – концентрація соди, мг/мл.

Дозу соди $D_{Na_2CO_3}$ для пом'якшення 1 л досліджуваної води визначають за формулою:

$$D_{Na_2CO_3} = \frac{V_{Na_2CO_3} C_{Na_2CO_3} \cdot 1000}{200 - (V_{CaO} + V_3)}.$$

III. Визначення кінцевої твердості

В мірну колбу на 250 мл наливають 200 мл досліджуваної води і визначенні у попередніх дослідах об'єми вапняного розчину $\left(\frac{V_{CaO} \cdot 200}{200 - V_1} \text{ мл}\right)$ і

розчину соди $\left(\frac{V_{Na_2CO_3} \cdot 200}{200 - (V_{CaO} + V_2)}\right)$, доводять до мітки дистильованою водою, занурюють колбу на 5 хв в кип'ячу водяну баню, охолоджують розчин до 20° С і фільтрують через щільний складчастий фільтр. Відбирають 100 мл фільтрату і визначають загальну твердість його комплексонометричним методом. При визначенні загальної твердості пом'якшеної води необхідно врахувати, що об'єм досліджуваної води рівний 200 мл, а витрата розчину трилону Б в 2,5 рази більша витраченого на титрування 100 мл фільтрату.

Результати дослідів записують у вигляді таблиці:

Твердість води до пом'якшення, мг-екв/л		Доза вапна, мг/л	Доза соди, мг/л	Твердість пом'якшеної води, мг-екв/л
карбонатна (тимчасова)	некарбонатна (постійна)			

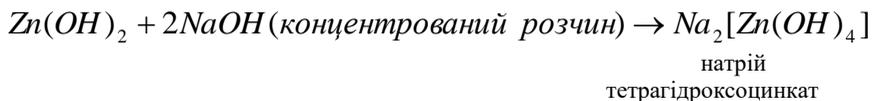
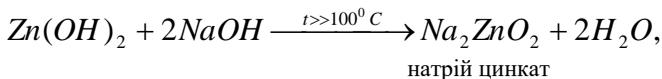
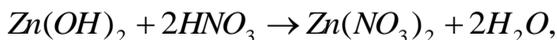
Контрольні завдання

1. Наявність яких сполук зумовлює твердість природних вод?
2. В яких одиницях виражають твердість води?
3. Як класифікують води за твердістю?
4. Які сполуки зумовлюють карбонатну твердість води?
5. Які є методи усунення карбонатної твердості?
6. Які сполуки зумовлюють постійну твердість води?
7. Які є методи усунення постійної твердості води?
8. В чому сутність методу осадження?
9. В чому сутність методу йонного обміну?
10. Чому необхідно проводити водозм'якшення?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №17. ДОБУВАННЯ ТА ВЛАСТИВОСТІ СПОЛУК АМФОТЕРНИХ МЕТАЛІВ

Теоретична частина

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:



Експериментальна частина

Добування та властивості амфотерних гідроксидів

В пробірку налити 2-3 мл розчину алюміній сульфату і краплинами додавати розведений розчин лугу до утворення осаду.

Осад розділити на дві пробірки. До однієї пробірки додати рівний об'єм хлоридної кислоти, а до другої – стільки ж концентрованого розчину лугу. Записати спостереження та рівняння реакцій в молекулярному, повному та скороченому йонно-молекулярному вигляді, зробити висновок про хімічний характер алюміній гідроксиду.

Контрольні завдання

1. Укажіть назви речовин, які взаємодіють з алюміній гідроксидом і напишіть відповідні рівняння реакції: 1) нітратна кислота; 2) хлоридна кислота; 3) мідь; 4) натрій гідроксид; 5) ферум(III) оксид; 6) силіцій(IV) оксид.

2. Алюміній оксид, маса якого 44,88 г, сплавив з 53 г кальцінованої соди. Одержаний твердий залишок розчинили в ортофосфатній кислоті, взятій з надлишком. Обчисліть масу отриманого алюміній ортофосфату.

3. Напишіть рівняння реакцій, за якими можна здійснити такі перетворення:

$Al \rightarrow$ алюміній нітрат \rightarrow алюміній гідроксид \rightarrow калій тетрагідроксоалюмінат \rightarrow алюміній сульфат.

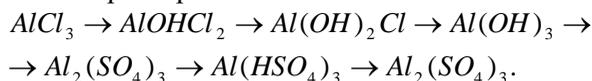
4. Технічний алюміній, маса якого становила 10 г, помістили в розчин їдкого натру, який повністю розчинив увесь метал. Отримали 10,64 л (н.у.) газу, відносний вихід якого склав 95%. Обчисліть і вкажіть частку домішок у металі.

5. Складіть схему електронного балансу:

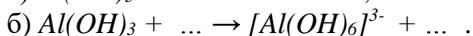


6. Обчисліть і вкажіть масу магній метаалюмінату, який можна одержати, сплавляючи суміш, що містить 12 г магній оксиду та 25,5 г алюміній оксиду.

7. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



8. Напишіть молекулярні та йонні рівняння реакцій, які можна виразити такими схемами:



9. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:

Алюміній \rightarrow алюміній оксид \rightarrow алюміній хлорид \rightarrow алюміній сульфат \rightarrow алюміній гідроксид \rightarrow алюміній оксид \rightarrow алюміній.

10. Алюміній гідроксид можна добути взаємодією: 1) $AlCl_3$ і $Cu(OH)_2$; 2) $AlPO_4$ і KOH ; 3) $AlCl_3$ і $NaOH$; 4) $Al(NO_3)_3$ і $Ba(OH)_2$; 5) $Al_2(SO_4)_3$ і $Mg(OH)_2$; 6) $Al_2(SO_4)_3$ і $NaOH$. Напишіть відповідні рівняння реакції у молекулярній та йонно-молекулярній формах.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №18. ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ СУЛЬФАТНОЇ КИСЛОТИ

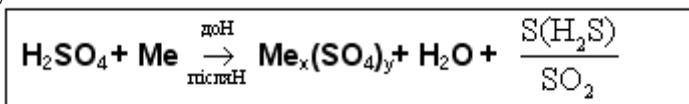
Теоретична частина

Сульфатна кислота – це сильна кислота. У водному розчині вона дисоціює ступінчасто:

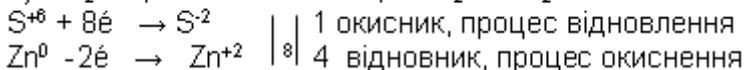
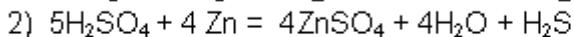
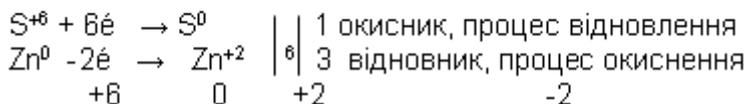
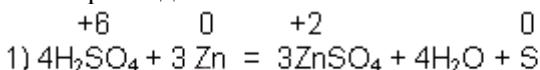


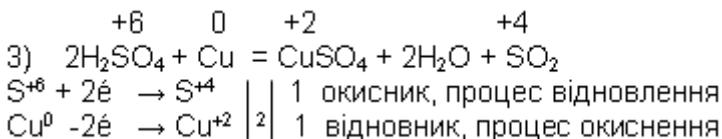
Кислота змінює колір індикаторів: фіолетовий лакмус стає червоним, а метиловий оранжевий – рожевим. Розведена сульфатна кислота має загальні властивості характерні для всіх кислот: вона взаємодіє з металами, основними оксидами, основами та солями.

Концентрована сульфатна кислота з багатьма металами за звичайної температури не взаємодіє. Тому безводну кислоту можна зберігати в залізній тарі. Однак при нагріванні вона взаємодіє майже з усіма металами (крім платини і золота). Під час цих реакцій залежно від активності металу може виділятися сірка, гідроген сульфід або сульфур(IV) оксид. Реакція відбувається за схемою:



Наприклад:





Експериментальна частина

I. Властивості розведеної сульфатної кислоти

Дослідити взаємодію розведеної сульфатної кислоти з алюмінієм, цинком, магнієм та міддю. Написати рівняння реакції, урівняти методом електронного балансу.

II. Властивості концентрованої сульфатної кислоти

Дослідити взаємодію концентрованої сульфатної кислоти з алюмінієм, цинком, магнієм та міддю. Написати рівняння реакції, урівняти методом електронного балансу.

Контрольні завдання

1. Визначити масу солі, яку можна добути взаємодією розбавленої сульфатної кислоти з залізом масою 40 г, якщо масова частка домішок у ньому складає 4,7%.

2. На нейтралізацію 9,8 г сульфатної кислоти з утворенням кислої солі використано натрій гідроксиду. Визначити масу солі, що утвориться.

3. На суміш порошків заліза і міді масою 8 г подіяли розведеною сульфатною кислотою. При цьому виділився газ об'ємом 2,24 л. Яка масова частка кожного з металів у суміші?

4. Під час взаємодії магнію масою 4,8 г з розведеною сульфатною кислотою виділився водень об'ємом.

5. Мідь, маса якої 12,8 г, помістили у 200 мл розчину сульфатної кислоти з масовою часткою кислоти 90 % та густиною 1,85 г/мл. Обчисліть і вкажіть, який об'єм газу (н.у.) виділився під час реакції.

6. Під час взаємодії суміші міді і цинку з розбавленою сульфатною кислотою, взятою у надлишку, виділилось 5,6 л газу (н.у.). Визначте масу міді у суміші.

7. Обчисліть і вкажіть об'єм газу, який утвориться при взаємодії 6,4 г міді з концентрованою сульфатною кислотою, взятою у надлишку.

8. При взаємодії заліза з розбавленою сульфатною кислотою утворилось 33,6 л водню (н.у.). Обчисліть і вкажіть, яка кількість речовини заліза прореагувала.

9. На розчинення певної маси міді витратили концентрований розчин сульфатної кислоти, який містив 0,04 моль кислоти. Обчисліть об'єм газу (н.у.), який виділився під час реакції.

10. Визначте, яку масу моногідрату можна добути із 320 кг сірки.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №19. ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ НІТРАТНОЇ КИСЛОТИ

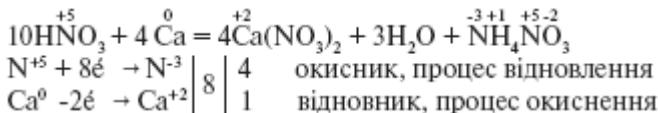
Теоретична частина

Нітратна кислота належить до сильних одноосновних кислот. У водному розчині вона майже повністю дисоціює. Кислота проявляє загальні властивості кислот: взаємодіє з основними і амфотерними оксидами, основами та солями.

Нітратна кислота сильний окисник, тому її реакції з металами значно відрізняються від реакцій металів з хлоридною та розбавленою сульфатною кислотами: при дії нітратної кислоти на метали водень ніколи не виділяється, він окиснюється з утворенням води. Взаємодія з металами супроводжується відновленням Нітрогену нітратної кислоти до різного ступеня окиснення. Продукти відновлення Нітрогену в нітратній кислоті залежать від активності металу і концентрації кислоти.

Концентрована нітратна кислота не діє на *Al*, *Cr*, *Fe*, *Pt* та *Au* при нормальних умовах. Розведена кислота не взаємодіє з *Pt*, *Au*.

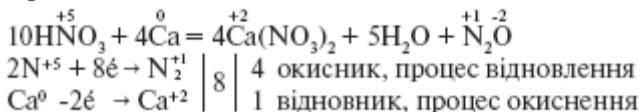
Наприклад, внаслідок взаємодії розбавленої нітратної кислоти з лужними та лужноземельними металами може утворюватися NH_4NO_3 або N_2O наприклад:



Взаємодія нітратної кислоти з металами

$\text{HNO}_3 + \text{Me} \rightarrow \text{Me}(\text{NO}_3)_x + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$		(або $\text{NO}_2; \text{N}_2; \text{N}_2\text{O}; \text{NH}_4\text{NO}_3$)	
Розб.	$\text{NH}_3, \text{NH}_4\text{NO}_3, \text{N}_2$		NO
HNO_3	Li K Ca Na Mg Zn Al Cr Fe Ni Sn Pb (H) Cu Hg Ag Pt Au		
Конц.	$\text{N}_2\text{O}, \text{NO}$ пасивуються		NO_2

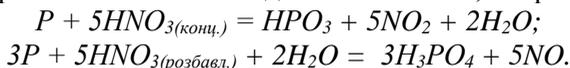
Внаслідок взаємодії концентрованої нітратної кислоти з лужними та лужноземельними металами може утворюватися N_2O , наприклад:



Під дією світла та під час нагрівання кислота розкладається на воду, нітроген(IV) оксид і кисень:
 $4\text{HNO}_3 = 4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$.

Тліюча скіпка, скипидар і тирса в концентрованій кислоті займається. З білками нітратна кислота утворює речовини яскраво-жовтого кольору тому, при потраплянні на шкіру викликає утворення жовтих плям.

Нітратна кислота взаємодіє з неметалами, наприклад:



Експериментальна частина

I. Властивості розведеної нітратної кислоти

Дослідити взаємодію розведених розчинів сульфатної та нітратної кислот з алюмінієм, цинком, магнієм та міддю. Написати рівняння реакції, урівняти методом електронного балансу.

II. Властивості концентрованої нітратної кислоти

Дослідити взаємодію концентрованих розчинів сульфатної та нітратної кислот з алюмінієм, цинком, магнієм та міддю. Написати рівняння реакції, урівняти методом електронного балансу.

Контрольні завдання

1. Який об'єм нітроген(IV) оксиду (н.у.) можна одержати нагріванням 10 г порошкоподібної міді, яка містить 3,5% домішок з достатнім об'ємом розчину нітратної кислоти?

2. На 25 г суміші алюмінію та міді подіяли концентрованою нітратною кислотою, узятою у надлишку. Одержали 11,2 л газу (н.у.). Визначте масову частку алюмінію у суміші.

3. Обчисліть масу нітратної кислоти, яку можна одержати із 33,6 л амоніаку (н.у.).

4. Визначте об'єм нітроген(II) оксиду, який виділиться, якщо до розчину нітратної кислоти, який містить 1,75 моль кислоти, дадали мідь, узяту у надлишку.

5. Визначте масу розчину нітратної кислоти з масовою часткою кислоти 20%, яку необхідно використати для добування 2 кг амоніачної селітри.

6. Розрахуйте масу натрієвої селітри, необхідної для одержання 315 г нітратної кислоти.

7. Яку масу розчину нітратної кислоти з масовою часткою кислоти 10%, можна одержати з 17 г натрій нітрату.

8. Визначте об'єм газу (н.у.), який виділиться при розчиненні міді в розчині нітратної кислоти масою 200 г з масовою часткою кислоти 20%.

9. Який об'єм амоніаку (н.у.) потрібно використати для добування 500 кг розчину нітратної кислоти з масовою часткою речовини 90%.

10. Який об'єм нітроген(IV) оксиду (н.у.) можна одержати нагріванням 10 г порошкоподібної міді з достатнім об'ємом розчину нітратної кислоти?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №20. ЯКІСНЕ ДОСЛІДЖЕННЯ ВОДИ І ГРУНТОВОЇ ВИТЯЖКИ

Теоретична частина

Майже 75% всієї площі планети покрито водою, приблизно 97,6% запасів усієї води на Землі зосереджено в океанах і морях. Води Світового океану, річок, озер, підземні води і льодовики – все це включає гідросфера. Води річок, морів і атмосфери, руйнуючи, переносячи і перевідкладаючи матеріал перетворюють ландшафт і створюють нові форми рельєфу. Стікаючи під дією сил тяжіння, вода захоплює з собою нерозчинні мінеральні часточки, які стирають і розпушують гірські породи. Завдяки цьому в природних водах міститься більш ніж 70 хімічних елементів. В найбільшій кількості природні води містять катіони: Na^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , K^+ , Fe^{2+} ; аніони: HCO_3^- , SO_4^{2-} , Cl^- , CO_3^{2-} . В воді містяться також розчинені гази: кисень O_2 , азот N_2 , вуглекислий газ CO_2 . Крім того природні води містять біогенні сполуки – сполуки, які необхідні для життєдіяльності живих організмів і такі, що утворюються в процесі обміну речовин. Це мінеральні і органічні сполуки Нітрогену, Фосфору.

Природні води містять органічні речовини – гумусові сполуки, які утворюються при розкладі рослинних залишків, а також мікроорганізмів. В незначній кількості в водах містяться мікроелементи – елементи концентрація яких складає менше 1 мг/л - Cu^{2+} , Ni^{2+} , Cr^{3+} , J , Br , Rb^+ , Cs^+ , Sr^{2+} .

Аналіз водної витяжки ґрунтів дає точну характеристику про ступінь засоленості ґрунтів і забруднення та необхідність промивки, а аналіз природних вод дає характеристику про можливість їх використання для зрошування, в господарських цілях.

Експериментальна частина

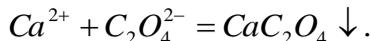
Всі досліді виконувати з природною водою, а досліді 2, 4, 5 провести паралельно з водною витяжкою.

I. Приготування водної витяжки

Зважити на технічних терезах 100 г повітряно-сухого ґрунту, просіяного через сито в 1 мм, перенести його в колбу і долити 500 мл дистильованої води, яка не містить CO_2 . Закрити колбу корком, перемішувати витяжку протягом 3 хвилин і профільтрувати. Щоб фільтрат був прозорим, на фільтр перенести частину ґрунту. Якщо перші порції фільтрату каламутні, їх знову вилити на фільтр. Після закінчення фільтрування колбу закрити корком, щоб виключити можливість випаровування фільтрату і забруднення газами.

II. Проба на присутність солей кальцію у водопровідній воді

Налити в пробірку 2-3 мл природної води, додати декілька крапель розчину амоніаку і 1-2 краплі розчину амоній оксалату $(NH_4)_2C_2O_4$. Суміш нагріти до кипіння. За наявності білої каламуті або осаду, які утворилися, роблять висновок про присутність йонів кальцію. Реакцію можна представити рівнянням:



Кількість осаду відмити: мало, багато, дуже багато.

III. Проба на присутність солей магнію

1. Йони Mg^{2+} в присутності йонів Ca^{2+} виявити не можна. Тому спочатку слід осадити Ca^{2+} у вигляді CaC_2O_4 додаванням до природної води при нагріванні амоній оксалату до утворення осаду. Осад відфільтрувати до утворення осаду. Осад відфільтрувати і в фільтраті визначити Mg^{2+} .

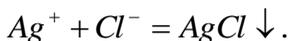
2. До 2-3 мл фільтрату додати 1-2 мл розчину натрій гідрофосфату Na_2HPO_4 і 2-3 краплі розчину амоніаку, рідину перемішати. При наявності йона Mg^{2+} утворюється кристалічний осад $MgNH_4PO_4$ у вигляді шовковистої каламуті:



IV. Проба на присутність хлоридів у водопровідній воді

До 3-4 мл природної води додати кілька крапель нітратної кислоти, а потім аргентум нітрату. При наявності йонів

аргентуму з'являється білий осад аргентум хлориду або каламуть, якщо їх кількість невелика. Реакцію можна представити рівнянням:



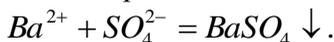
Аргентум хлорид в нітратній кислоті не розчиняється, а аргентум карбонат і сульфід, які можуть утворитися паралельно, розчиняються.

V. У водній витяжці

Налити в пробірку 5 мл водної витяжки ґрунту і підкислити її двома краплями 10%-ного розчину H_2SO_4 . Додати декілька крапель 5%-ного розчину $AgNO_3$ і перемішати. Про наявність хлорид-йонів роблять висновок за присутністю осаду або каламуті, які утворились. Відмічають кількість осаду: мало, багато, дуже багато.

VI. Проба на присутність сульфатів у водопровідній воді

До 3-4 мл природної води додати декілька крапель розведеної хлоридної кислоти, а потім розчину барій хлориду. Утворення білого кристалічного осаду барій сульфату або каламуті свідчать про наявність у воді сульфат-йонів (SO_4^{2-}). Реакцію можна представити рівнянням:

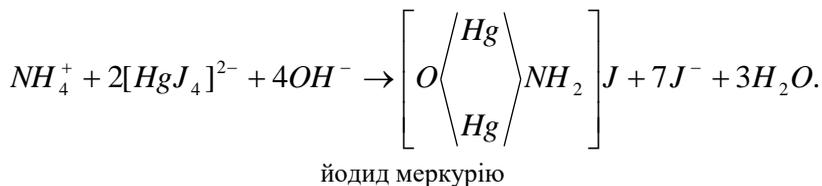


VII. Проба на присутність сульфат-йонів у водній витяжці

Відібрати піпеткою 10 мл водної витяжки і перенести в пробірку. Додати 1 мл 10%-ного розчину $BaCl_2$ і прокип'ятити 1-2 хвилини. Якщо у водній витяжці знаходяться сульфати, то випадає біла каламуть або осад $BaSO_4$. Відмітити кількість осаду: мало, багато, дуже багато.

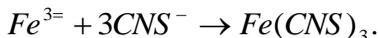
VIII. Проба на присутність у воді йонів амонію NH_4^+

До 3-4 мл природної води додати 3-4 краплі реактиву Несслера ($K_2[HgJ_4] + KOH$). При наявності йонів амоніаку утворюється червоно-бурий осад або жовто-помаранчове забарвлення (при малих кількостях NH_4^+). Йонно-молекулярне рівняння реакції:



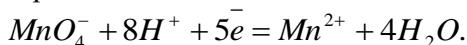
IX. Проба на присутнiсть у водi йонiв Fe^{2+}

До 2-3 мл природноi води додати 5-6 крапель концентрованоi HNO_3 , а потiм стiльки ж розчину амонiй роданiду NH_4SCN . Червоне або рожеве (при наявностi слiдiв Fe^{2+}) забарвлення, зумовлене кольором молекул $Fe(CNS)_3$, свiдчить про присутнiсть йонiв Fe^{2+} . Концентровану нiтратну кислоту додають для окиснення йонiв Fe^{2+} в йони Fe^{3+} .



X. Проба на окиснюванiсть води

До 1-2 мл природноi води додати аналогiчний об'єм концентрованоi H_2SO_4 , потiм краплями долити концентрований розчин $KMnO_4$. Якщо рiдина тiльки вiд однiєї краплi розчину калiй перманганату забарвиться у рожевий колiр, який не зникає протягом 1-2 хвилин, то вода не мiстить речовин, що окиснюються. Якщо декiлька перших крапель розчину $KMnO_4$, знебарвлюються, то вода мiстить речовини, що окиснюються. Йонне рiвняння реакцiї:



Контрольнi завдання

1. Вкажiть умови виявлення йону магнiю у водопровiднiй водi. Напишiть вiдповiдне рiвняння реакцiї.
2. Вкажiть умови виявлення йону кальцiю у водопровiднiй водi. Напишiть вiдповiдне рiвняння реакцiї.
3. Вкажiть умови виявлення хлорид-йонiв у водопровiднiй водi. Напишiть вiдповiдне рiвняння реакцiї.
4. Вкажiть умови виявлення йону амонiю у водопровiднiй водi. Напишiть вiдповiдне рiвняння реакцiї.
5. Вкажiть умови виявлення сульфат-йонiв у водопровiднiй водi. Напишiть вiдповiдне рiвняння реакцiї.

6. Вкажіть умови виявлення йонів Fe^{2+} у водопровідній воді. Напишіть відповідне рівняння реакції.

7. Опишіть методику визначення окиснюваності води. Напишіть відповідне рівняння реакції і урівняйте його методом напівреакції.

8. Опишіть методику виявлення йонів магнію у присутності йонів кальцію.

9. Охарактеризуйте, які йони та хімічні сполуки містяться у природних водах.

10. Опишіть методику виявлення хлорид та сульфат-йонів у ґрунтовій витяжці. Напишіть відповідні рівняння реакції.

ЛІТЕРАТУРА

1. Яцков М. В., Войцешевський Б. Д. Хімія. Частина I. : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2015. 247 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/16802>.

2. Яцков М. В., Войцешевський Б. Д. Хімія. Частина II. : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2017. 381 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/14834>.

3. Буденкова Н. М., Вербецька К. Ю. Хімія : інтеракт. комплекс навч.-метод. забезп. Рівне : НУВГП, 2006. 63 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/1825>

4. Манековська І. Є., Яцков М. В. Хімія, частина I (загальнонотеретична) : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2005. 187 с.

5. Манековська І. Є., Яцков М. В. Хімія, частина II (Хімія елементів) : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2009. 154 с.