

ФАКУЛЬТЕТ УПРАВЛІННЯ ПРОЦЕСАМИ ПЕРЕВЕЗЕНЬ

Кафедра охорони праці та навколишнього середовища

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до лабораторних робіт з дисципліни

«ХІМІЯ»

Харків - 2015

Методичні вказівки розглянуто і рекомендовано до друку на засіданні кафедри охорони праці та навколишнього середовища 25 грудня 2013 р., протокол № 9.

У методичних вказівках подано теоретичне підґрунтя тематики лабораторних робіт, методики їх виконання, наведено вправи для закріплення вивченого матеріалу при самостійній підготовці студентів.

Методичні вказівки складено відповідно до програми дисципліни «Хімія» для студентів освітньо-кваліфікаційного рівня «бакалавр» всіх напрямів підготовки і форм навчання.

Укладачі:

доценти О.В. Костиркін,
С.О. Кисельова,
старш. викл. О.В. Присяжний,
асист. М.Ю. Іващенко

Рецензент

проф. А.М. Пługін

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до лабораторних робіт з дисципліни

«ХІМІЯ»

Відповідальний за випуск Костиркін О.В.

Редактор Буранова Н.В.

Підписано до друку 14.04.14 р.

Формат паперу 60x84 1/16. Папір писальний.

Умовн.-друк.арк. 1,5. Тираж 50. Замовлення №

Видавець та виготовлювач Українська державна академія залізничного транспорту,
61050, Харків-50, майдан Фейєрбаха, 7.
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 2874 від 12.06.2007 р.

Зміст

Вступ.....	4
Заходи безпеки під час роботи в хімічній лабораторії.....	5
Лабораторна робота 1	
Визначення еквівалентної маси металу.....	6
Лабораторна робота 2	
Визначення мольної маси карбон (IV) оксиду.....	11
Лабораторна робота 3	
Енергетика хімічних процесів. Знаходження теплового ефекту реакції нейтралізації розчину хлоридної кислоти розчином натрій гідроксиду.....	14
Лабораторна робота 4	
Хімічна кінетика та рівновага.....	22
Лабораторна робота 5	
Визначення концентрації розчину об'ємним методом титрування.....	30
Лабораторна робота 6	
Гідроліз солей.....	35
Лабораторна робота 7	
Окисно-відновні реакції.....	40
Лабораторна робота 8	
Електроліз солей.....	49
Список рекомендованої літератури.....	53
Додаток А. Приклад оформлення титульного аркуша.....	54

ВСТУП

Метою даних методичних вказівок є розвиток у студентів навичок наукового експериментування та дослідницького підходу до вивчення предмета й закріплення теоретичного матеріалу.

Студенти під керівництвом викладача особисто проводять досліди з метою практичного підтвердження окремих теоретичних положень згідно з темою лабораторної роботи, набувають практичних навичок роботи з лабораторним устаткуванням, хімічними реактивами, вимірювальною апаратурою, методикою експериментальних досліджень.

Готовність до лабораторної роботи базується на самостійній підготовці студентів. Тому, готуючись до лабораторних робіт, студент зобов'язаний:

- вивчити теоретичний матеріал, що полягає в засвоєнні матеріалу конспекту лекцій, підручника, методичних вказівок до відповідної лабораторної роботи;

- вивчити методику проведення відповідної лабораторної роботи та скласти попередньо на аркуші паперу формату А4 звіт (або придбати журнал лабораторних робіт), залишаючи місце для внесення даних спостережень, рівнянь реакцій, розрахунків тощо.

- виконати домашнє завдання до відповідної лабораторної роботи.

На початку заняття всі студенти, без винятку, проходять перевірку готовності до відповідної лабораторної роботи шляхом відповідей на тестові завдання. Далі студенти виконують лабораторну роботу, закінчують оформлення звіту, роблять висновки і здають звіт викладачеві.

Звіт до кожної лабораторної роботи має складатися з титульного аркуша (додаток А), мети роботи, методики виконання роботи, відображення результатів досліду (або спостережень), обчислення результатів (або побудови графічних залежностей), висновків.

Викладач зберігає за собою право співбесіди щодо виконання лабораторної роботи з окремими студентами.

ЗАХОДИ БЕЗПЕКИ ПІД ЧАС РОБОТИ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ

1 Підтримуйте чистоту і порядок на робочому місці під час занять.

2 Не захаращуйте свого робочого місця сторонніми предметами.

3 З метою уникнення нещасних випадків заборонено проводити досліди, що не передбачені методичними вказівками.

4 Досліди з отруйними речовинами або з такими, що мають неприємний запах, проводити у витяжній шафі.

5 Запах речовини визначати обережно, спрямовуючи рухом руки потік повітря від пробірки (склянки тощо) до себе.

6 При нагріванні рідини не нахилийтесь над пробіркою (склянкою, тощо) і не тримайте її отвором до себе або до того, хто знаходиться поруч.

7 Економно витрачайте хімічні реактиви, дистильовану воду і тверде паливо.

8 Всі реактиви повертайте після використання на попереднє місце.

9 Не допускайте змішування реактивів у склянках, що робить їх непридатними для роботи.

10 Розлитий на столі реактив негайно витирайте ганчіркою.

11 Обережно працюйте з кислотами та лугами для попередження хімічних опіків та псування одягу. При потраплянні кислоти або лугу на тіло або одяг необхідно негайно їх змити великою кількістю води, після чого уражене місце промити розчином натрій гідрогенкарбонату $NaHCO_3$ (при ураженні кислотою) або розчином оцтової кислоти CH_3COOH (при ураженні лугом).

12 Будьте обережні при користуванні електроприладами.

13 Заборонено вживати їжу в лабораторії.

14 Після закінчення роботи помити хімічний посуд, повернути його на місце, вимкнути воду та світло.

15 Забороняється залишатись одному в приміщенні лабораторії.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 1

ВИЗНАЧЕННЯ ЕКВІВАЛЕНТНОЇ МАСИ МЕТАЛУ

Метою даної роботи є визначення еквівалентної маси металу. Підставою роботи є основний закон хімії – закон еквівалентів: усі речовини реагують одна з одною в масових відношеннях, пропорційних їх еквівалентним масам:

$$\frac{m_1}{E_{m1}} = \frac{m_2}{E_{m2}} \text{ або } \frac{m_1}{m_2} = \frac{E_{m1}}{E_{m2}}, \quad (1.1)$$

де m_1, m_2 – маса реагуючих речовин, г;

E_{m1}, E_{m2} – еквівалентна маса реагуючих речовин, г/моль.

Еквівалент – це така кількість елемента, яка з'єднується з одним молем атомів гідрогену або заміщує один моль атомів гідрогену в його сполуках.

Наприклад, у таких сполуках, як HBr, H_2S, PH_3, CH_4 з одним молем атомів гідрогену з'єднано 1 моль атомів бромю, 1/2 моль атомів сульфюру, 1/3 моль атомів фосфюру, 1/4 моль атомів карбюну. Тобто еквіваленти бромю, сульфюру, фосфюру та карбюну відповідно дорівнюють 1, 1/2, 1/3 та 1/4 моль. Виходячи з мольних мас атомів даних елементів, визначаємо, що еквівалентна маса бромю $79,9 \cdot 1 = 79,9$ г/моль; сульфюру $32 \cdot 1/2 = 16$ г/моль; фосфюру $31 \cdot 1/3 = 10,3$ г/моль; карбюну $12 \cdot 1/4 = 3$ г/моль.

Еквівалентною масою елемента називають таку його масу, яка з'єднується з 1 г водню H_2 або 8 г кисню O_2 .

Еквівалентні маси складних речовин визначають за формулами:

$$E_{m \text{ оксиду}} = \frac{M_{\text{оксиду}}}{\text{кількість атомів елемента} \cdot \text{валентність елемента}}; \quad (1.2)$$

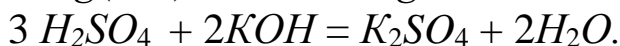
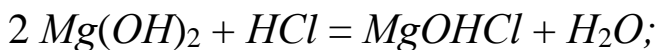
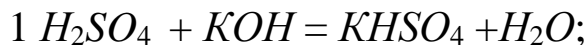
$$E_{m \text{ кислоти}} = \frac{M_{\text{кислоти}}}{\text{основність кислоти}}; \quad (1.3)$$

$$E_{m \text{ основи}} = \frac{M_{\text{основи}}}{\text{кислотність основи}}; \quad (1.4)$$

$$E_{m \text{ солі}} = \frac{M_{\text{солі}}}{\text{кількість атомів металу} \cdot \text{валентність металу}}; \quad (1.5)$$

де M – мольна маса сполук, $г/моль$.

При взаємодії кислоти з основою, залежно від кількості кислоти або основи, що беруть участь у реакції, можливе утворення солей кислих (при надлишку кислоти), основних (при надлишку основи) та середніх (при стехіометричному співвідношенні кислоти та основи):



У першій реакції еквівалентна маса сульфатної кислоти дорівнює $E_m = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{1} = \frac{98}{1} = 98 \text{ г/моль}$, тому що 1 моль атомів гідрогену заміщується 1 молемою атомів калію. Натомість, у третій реакції, еквівалентна маса сульфатної кислоти дорівнює $E_m = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль}$, тому що 1 моль атомів гідрогену заміщується 2 молями атомів калію.

У деяких випадках, коли в реакції бере участь газоподібна речовина, зручніше користуватись еквівалентними об'ємами таких речовин. *Еквівалентний об'єм* – це такий об'єм, який займає 1 еквівалент речовини за даних умов.

Згідно із законом Авогадро, один моль будь-якого газу (за н. у.) займає об'єм 22,4 л. Оскільки молекули водню двохатомні, то в 22,4 л водню міститься 2 еквівалентні маси водню. Тобто еквівалентний об'єм водню (E_{V_0}) дорівнює 11,2 л/моль. Тоді закон еквівалентів набуде вигляду:

$$\frac{m_1}{E_{m1}} = \frac{V_0}{E_{V_0}}; \quad (1.6)$$

де V_0 – об'єм газу, виміряний за н. у., л;

E_{V_0} – еквівалентний об'єм даного газу, л/моль.

Приклад. Деяка кількість металу з еквівалентною масою 9 г/моль витискує з кислоти 3,36 л водню (за н. у.). Визначити масу металу.

Розв'язання.

1 У даному випадку запишемо вираз закону еквівалентів:

$$\frac{m_{me}}{E_{m(me)}} = \frac{V_0(H)}{E_{V_0(H)}} \cdot$$

2 З урахуванням того, що еквівалентний об'єм водню 11,2 л, то вираз набуде вигляду:

$$\frac{m_{me}}{9} = \frac{3,36}{11,2} \cdot$$

3 Маса металу дорівнює:

$$m_{me} = \frac{9 \cdot 3,36}{11,2} = 2,7 \text{ г.}$$

Методика виконання роботи

В основі даної роботи полягає реакція взаємодії металу (магнію, цинку або алюмінію) з хлоридною кислотою.

При виконанні роботи використовують такі матеріали та обладнання:

- 1) прилад, складений з двох бюреток, з'єднаних між собою гумовою трубкою;
- 2) пробірка з газовідвідною трубкою;
- 3) мірний циліндр на 10 мл;
- 4) наважка металу (магній, цинк або алюміній);
- 5) розчин хлоридної кислоти (1:1);
- 6) барометр;
- 7) термометр.

Водень, який утворюється під час реакції, необхідно без втрат зібрати в бюретку над водою та виміряти його об'єм.

Порядок дій при виконанні роботи:

1 Перевірте прилад на герметичність, для чого:

- а) щільно закрийте пробірку й нижню бюретку пробками;
- б) опустіть верхню бюретку до низу, спостерігайте за рівнем води в нижній бюретці.

Якщо прилад герметичний, то у першу мить при опусканні верхньої бюретки, рівень води в нижній трохи знизиться, після чого залишиться незмінним. Якщо ж рівень води постійно знижується, прилад негерметичний і пропускає повітря.

2 Зніміть пробірку і встановіть рівень води в нижній бюретці приблизно на нульовій позначці.

3 Відміряйте мірним циліндром 4 – 5 мл хлоридної кислоти (1:1) та перелийте її у пробірку.

4 На сухий бік пробірки помістіть вологий напіврозкритий пакет з наважкою металу (так, щоб не замочити наважку кислотою). Щільно закрийте пробірку пробкою і приєднайте її до бюретки. Перевірте прилад на герметичність.

5 Приведіть рідини в бюретках до одного рівня та запишіть рівень води до реакції у закритій бюретці.

6 Струсити наважку металу в кислоту. Спостерігайте за виділенням водню та витисканням води з бюретки.

7 Після закінчення реакції, дати охолонути пробірці і привести воду в бюретках до одного рівня.

8 Запишіть рівень води після реакції в закритій бюретці.

9 Запишіть показання барометра і термометра.

Відображення результатів досліду

- | | |
|---|-----------------|
| 1 Маса наважки металу | _____г. |
| 2 Рівень води в бюретці до реакції (V_1) | _____мл. |
| 3 Рівень води в бюретці після реакції (V_2) | _____мл. |
| 4 Температура повітря | _____°C. |
| 5 Атмосферний тиск | _____мм рт. ст. |

Обчислення результатів досліду

1 Об'єм виділеного водню привести до нормальних умов за формулою, л:

$$V_0 = \frac{V(P-h) \cdot 273}{P_0 \cdot T},$$

де V – об’єм водню, що виділився в ході реакції, $V = V_1 - V_2$, л;
 P – атмосферний тиск за умов дослід, кПа;
 h – парціальний тиск водяної пари, кПа, (таблиця 1.1);
 P_0 – атмосферний тиск за нормальних умов, кПа,
 $P_0 = 760$ мм рт. ст. = 101,325 кПа;
 T – температура за умов дослід, К.

2 Оскільки еквівалентний об’єм водню 11,2 л, розраховуємо встановлену дослідом еквівалентну масу металу, г/моль:

$$\frac{\text{наважкаMe}}{E_{mMe(\text{досл.})}} = \frac{V_0}{11,2}$$

3 Теоретичне значення еквівалентної маси металу, г/моль:

$$E_{mMe(\text{теор.})} = \frac{A}{B},$$

де A – атомна маса металу, г/моль;
 B – валентність металу.

4 Розраховуємо відсоток помилки, %:

$$\%_{\text{помилки}} = \frac{E_{mMe(\text{досл.})} - E_{mMe(\text{теор.})}}{E_{mMe(\text{теор.})}} \cdot 100$$

5 За результатами роботи зробити висновок.

Таблиця 1.1 – Тиск водяної пари (за різними температурами та значеннями атмосферного тиску повітря 101,325 кПа)

Температура °C	Тиск водяної пари, кПа	Температура °C	Тиск водяної пари, кПа	Температура °C	Тиск водяної пари, кПа
16	1,817	21	2,486	26	3,361
17	1,937	22	2,643	27	3,565
18	2,063	23	2,809	28	3,779
19	2,197	24	2,983	29	4,004
20	2,338	25	3,167	30	4,242

Контрольні вправи

1 Визначити еквівалент і еквівалентну масу фосфору, кисню та броду в сполуках PH_3 , H_2O , HBr .

2 З 1,35 г оксиду металу одержують 3,15 г його нітрату. Розрахувати еквівалентну масу даного металу.

3 Чому дорівнює за н. у. еквівалентний об'єм водню? Визначити еквівалентну масу металу, якщо на відновлення 1,017 г його оксиду витрачено 0,28 л водню за н. у.

4 Виразити в молях: а) $6,02 \cdot 10^{22}$ молекул C_2H_2 ; б) $1,8 \cdot 10^{24}$ атомів нітрогену; в) $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул NH_3 . Знайдіть мольну масу зазначених речовин.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 2

ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЬНОЇ МАСИ КАРБОН (IV) ОКСИДУ

Метою даної роботи є визначення мольної маси карбон (IV) оксиду на підставі рівняння Клапейрона-Менделєєва.

Для визначення молекулярної маси речовини в а. о. м. зазвичай знаходять чисельно рівну їй мольну масу речовини, виражену в грамах на моль.

Для будь-якої кількості газу рівняння Клапейрона-Менделєєва має вигляд:

$$PV = nRT, \quad (2.1)$$

де P – тиск газу, Па;
 V – об’єм газу, л;
 n – кількість речовини, моль;
 R – універсальна газова стала, Дж/моль·К,
 $R = 8,314$ Дж/моль·К;
 T – температура, К.

Відомо, що кількість речовини, визначається за формулою, моль:

$$n = \frac{m}{M}, \quad (2.2)$$

де m – маса речовини, г;
 M – молярна маса, г/моль.

Тоді рівняння (2.1) набуде вигляду:

$$PV = \frac{m}{M} \cdot RT, \quad (2.3)$$

звідки молярна маса газу дорівнює, г/моль:

$$M = \frac{mRT}{PV}. \quad (2.4)$$

У даній роботі в одному й тому ж об’ємі (колбі) зважуємо спочатку повітря, а потім карбон (IV) оксиду (CO_2). Тому рівняння (2.3) набуде вигляду:

$$PV = \frac{m_{CO_2} - m_{нов.}}{M_{CO_2} - M_{нов.}} \cdot RT, \quad (2.5)$$

де m_{CO_2} – маса карбон (IV) оксиду, г;
 $m_{нов.}$ – маса повітря, г;
 M_{CO_2} – молярна маса карбон (IV) оксиду, г/моль;
 $M_{нов.}$ – молярна маса повітря, г/моль.

Виражаємо молярну масу карбон (IV) оксиду, *г/моль*:

$$M_{CO_2} = \frac{(m_{CO_2} - m_{нов.}) \cdot RT}{PV} + M_{нов.} \quad (2.6)$$

Методика виконання роботи

При виконанні лабораторної роботи використовують прилади та матеріали, а саме:

- 1) апарат Кіппа;
- 2) технохімічні ваги з комплектом важків;
- 3) колба з пробкою об'ємом 100- 150 *мл*;
- 4) мірний циліндр об'ємом 500 *мл*;
- 5) барометр;
- 6) термометр.

На технохімічних вагах зважити суху колбу об'ємом 100 – 150 *мл*. Протягом 2 – 3 *хв* із апарата Кіппа заповнити колбу карбон (IV) оксидом, зануривши газовідвідну трубку до дна колби. Потім повільно витягнути газовідвідну трубку з колби, закрити колбу пробкою і закрити кран на апараті Кіппа. Заповнену карбон (IV) оксидом колбу знов зважити. Визначити об'єм колби, заповнюючи колбу водою до пробки; потім вилити воду у мірний циліндр та заміряти об'єм колби.

Відображення результатів дослідів

- | | |
|------------------------------------|---------------|
| 1 Маса колби з повітрям | ___г. |
| 2 Маса колби з карбон (IV) оксидом | ___г. |
| 3 Об'єм колби | ___мл. |
| 4 Температура повітря | ___°C. |
| 5 Атмосферний тиск | ___мм рт. ст. |

Обчислення результатів дослідів

1 Розраховуємо молярну масу карбон (IV) оксиду за формулою, *г/моль*:

$$M_{CO_2} = \frac{(B - A)RT}{PV} + M_{нов.},$$

де A – маса колби з повітрям, г;
 B – маса колби з карбон (IV) оксидом, г;
 R – універсальна газова постійна, Дж/моль·К,
 $R = 8,314$ Дж/моль·К;
 T – температура повітря, К;
 P – атмосферний тиск за барометром, кПа,
 $P = 760$ мм рт. ст. = 101,325 кПа;
 V – об’єм колби, л;
 $M_{нов.}$ – мольна маса повітря, г/моль, $M_{нов.} = 29$ г/моль.

2 Визначаємо відсоток помилки вимірів, %:

$$\% \text{ помилки} = \frac{44 - M_{CO_2}}{44} \cdot 100.$$

3 За результатами роботи зробити висновок.

Контрольні справи

- 1 Чому дорівнює густина карбон (IV) оксиду за киснем?
- 2 Визначити мольну масу етилену, якщо його густина за киснем 0,875.
- 3 При температурі 27 °С і тиску 800 мм рт. ст. об’єм газу 380 мл має масу 0,455 г. Визначити мольну масу даного газу.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 3

ЕНЕРГЕТИКА ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ. ЗНАХОДЖЕННЯ ТЕПЛОВОГО ЕФЕКТУ РЕАКЦІЇ НЕЙТРАЛІЗАЦІЇ РОЗЧИНУ ХЛОРИДНОЇ КИСЛОТИ РОЗЧИНОМ НАТРІЙ ГІДРОКСИДУ

Метою даної роботи є визначення теплового ефекту реакції нейтралізації розчину хлоридної кислоти розчином натрій гідроксиду.

При виконанні лабораторної роботи для досягнення мети необхідно:

- ознайомитись з основами енергетики хімічних процесів;
- дослідити теплові явища при реакції нейтралізації розчину хлоридної кислоти розчином натрій гідроксиду;
- визначити ентальпію реакції нейтралізації.

Термодинаміка – це наука про взаємні перетворення різних видів енергії в системах.

Хімічна термодинаміка розглядає теплові явища як результат глибокої зміни енергії в процесі розриву та утворення нових хімічних зв'язків. При цьому відбуваються два процеси: перший – супроводжується виділенням теплоти і має назву *екзотермічний*; другий – супроводжується поглинанням теплоти і називається *ендотермічним*. Перебіг хімічних процесів можливий: при постійному об'ємі (*ізохорний процес*), при постійному тиску (*ізобарний процес*), при постійній температурі (*ізотермічний процес*) та без підведення тепла (*адіабатичний процес*).

Кількість тепла, що виділяється або поглинається під час хімічної реакції, має назву *теплого ефекту реакції*, *кДж/моль*.

Під час будь-якого процесу виконується закон збереження енергії, який є відображенням більш загального закону природи – **закону збереження матерії і енергії**.

I закон термодинаміки – кількість теплоти (Q , кДж), що поглинається ізольованою системою, витрачається на зміну її внутрішньої енергії (ΔU , кДж) і на виконання роботи (A , кДж):

$$Q = \Delta U + A. \quad (3.1)$$

Під час хімічних реакцій робота (A) – це робота проти зовнішнього тиску. За ізобарним процесом робота, кДж, розраховується як:

$$A = P\Delta V, \quad (3.2)$$

де P – зовнішній тиск, кПа;

ΔV – зміна об'єму системи, м³.

Внутрішня енергія системи (U , кДж) – загальний запас внутрішньої енергії, що включає енергію

внутрішньомолекулярних коливань атомів і атомних груп, енергію руху молекул, енергію руху електронів, внутрішньоядерну енергію та інше. Внутрішня енергія – це повна енергія системи без потенційної енергії, обумовленої місцезнаходженням системи в просторі і без кінетичної енергії системи як цілого. Неможливо привести систему до стану, позбавленого енергії.

Внутрішня енергія, як і будь-який вид енергії, є функцією стану, тобто її зміна обумовлена початковим та кінцевим станом системи і не залежить від шляху перебігу процесу:

$$\Delta U = U_2 - U_1, \quad (3.3)$$

де ΔU – зміна внутрішньої енергії системи за переходом від початкового стану (U_1) до кінцевого (U_2), кДж.

За *ізохорним* процесом $A = P\Delta V = 0$, тому що $V_2 = V_1$, тобто рівняння (3.1) набуває вигляду:

$$Q_V = \Delta U. \quad (3.4)$$

Якщо при цьому виділяється теплота $+Q$, то внутрішня енергія системи зменшується, тому що $U_2 < U_1$, тоді рівняння (3.4) має вигляд:

$$Q_V = -\Delta U. \quad (3.5)$$

Якщо при *ізохорному* процесі теплота поглинається, то внутрішня енергія зростає ($U_2 > U_1$):

$$Q_V = +\Delta U. \quad (3.6)$$

Оскільки більшість хімічних реакцій відбувається з постійним тиском, то для *ізобарно-ізотермічного* процесу ($P = const$, $T = const$) кількість теплоти, підведеної до системи, становить:

$$Q = \Delta U + P\Delta V = (U_2 - U_1) + P(V_2 - V_1),$$

звідси

$$Q = (U_2 + PV_2) - (U_1 + PV_1). \quad (3.7)$$

Сумі $(U + PV)$ присвоєно назву «ентальпія», H , кДж/моль, тому рівняння (3.7) набуває вигляду:

$$Q = H_2 - H_1 = \Delta H. \quad (3.8)$$

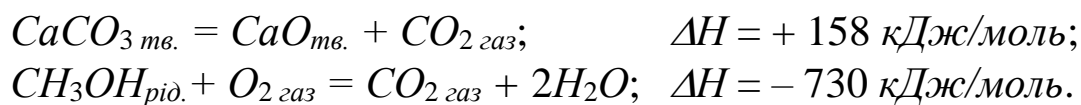
Ентальпія – складна термодинамічна функція, яка показує зміну внутрішньої енергії системи та можливість виконання системою роботи при переході з одного стану в інший.

Таким чином, кількість теплоти, підведеної до системи, при *ізобарно-ізотермічному* процесі набуває властивість функції стану та не залежить від шляху протікання процесу.

Ентальпія (H), як і внутрішня енергія (U), також є функцією стану, тобто зміна ентальпії (ΔH) зумовлюється тільки початковим та кінцевим станом системи і не залежить від шляху перебігу процесу.

Ізольована термодинамічна система – це комплекс взаємодіючих між собою фізичних тіл, розумово відокремлених від оточуючого середовища.

При вивченні теплових явищ у хімічних реакціях прийнято користуватись так званими термохімічними рівняннями, в яких відображено теплові зміни системи, наприклад:



Кількість теплоти, що виділяється або поглинається при утворенні одного моля хімічної сполуки з простих речовин, має назву *теплоти утворення хімічної сполуки*, кДж/моль.

Наприклад:



де 242 кДж/моль – теплота утворення H_2O в газоподібному стані.

В основі термохімічних розрахунків полягає закон Г.І. Гесса: *тепловий ефект реакції залежить тільки від природи і фізичного стану вихідних речовин і кінцевих продуктів, але не залежить від шляху перебігу процесу.*

Зазвичай у термохімічних розрахунках застосовують висновок із закону Гесса: *ентальпія хімічної реакції, $\Delta H_{x.p.}$, кДж/моль, дорівнює сумі ентальпії утворення продуктів реакції за винятком суми ентальпії утворення вихідних речовин з урахуванням коефіцієнтів перед формулами цих речовин у рівнянні хімічної реакції.*

$$\Delta H_{x.p.} = \sum \Delta H_{утв}^{прод} - \sum \Delta H_{утв}^{вих} \quad (3.9)$$

Стандартні значення ентальпії утворення речовин наведені в довідниках. Ентальпія утворення найбільш стійких модифікацій простих речовин дорівнює нулю (H_2 , N_2 , O_2 тощо).

Хімічні процеси мають визначений напрям, при цьому може бути досягнутий стан стійкої рівноваги. На рівновагу впливають різні параметри. В механічних системах стійка рівновага відповідає мінімуму потенційної енергії системи. При хімічних процесах зменшенням внутрішньої енергії супроводжуються екзотермічні процеси, але довільно можуть перебігати і ендотермічні реакції, при яких внутрішня енергія зростає. Напрямок довільного процесу визначається сумісною дією двох факторів: система прагне до зменшення ентальпії (внутрішньої енергії) і до збільшення хаосу. Тенденцію до хаосу характеризує величина, яка має назву *ентронії* (S).

Ентронія, S , Дж/моль·К, складна термодинамічна функція, що враховує рух часток речовини і є мірою хаосу системи, мірою імовірності стану системи.

Значення ентронії збільшується з підвищенням температури, при розширенні газів, при переході речовини з кристалічного стану в рідкий, газоподібний стан.

Зміну ентронії системи в результаті хімічної реакції (ΔS) розраховують із закону Гесса:

$$\Delta S_{x.p.} = \sum \Delta S_{утв}^{прод} - \sum \Delta S_{утв}^{вих} \quad (3.10)$$

На відміну від ентальпії утворення, ентропія утворення простих речовин відрізняється від нуля.

Ентропію можна виразити через відношення кількості енергії, що розсіюється, до одного градуса температури:

$$S = \frac{Q_{x.p.}}{T} = \frac{\Delta H_{x.p.}}{T}. \quad (3.11)$$

Дж. Гіббс поєднав перший і другий закони термодинаміки:

Кількість енергії, підведена до системи, містить частину енергії, яку можна перетворити в корисну роботу (вільна енергія Гіббса), і частину енергії, що незворотно розсіюється.

Зміну вільної енергії Гіббса розраховують за формулою, кДж/моль:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S, \quad (3.12)$$

де ΔH – зміна ентальпії хімічної реакції, кДж/моль;

T – температура, К;

ΔS – зміна ентропії хімічної реакції, Дж/моль·К.

Вільна енергія Гіббса (ΔG) є функцією стану, яка одночасно відображає вплив зміни ентальпії і ентропії на напрямок перебігу хімічних процесів. Значення енергії Гіббса утворення найбільш стійкої модифікації простої речовини приймають рівною нулю.

Самочинно процес перебігу прямої реакції є можливим, якщо $\Delta G < 0$. Якщо $\Delta G > 0$, то самочинний процес перебігу прямої реакції неможливий. В умовах термодинамічної рівноваги $\Delta G = 0$ зміна ентальпії виражається $\Delta H = T\Delta S$, а температура $T = \frac{\Delta H}{\Delta S}$.

Величина зміни вільної енергії Гіббса при реакції залежить від температури, природи та концентрації речовин. Для зручності порівняння різних реакцій прийнято порівнювати значення термодинамічних величин за стандартних умов ($P = 101,325$ кПа, $T = 298$ К). Стандартна зміна вільної енергії Гіббса реакції пов'язана з константою рівноваги.

Методика виконання роботи

Для виконання роботи використовують такі матеріали та прилади:

- 1) фарфоровий стакан об'ємом 150 *мл*;
- 2) мірний циліндр об'ємом 100 *мл*;
- 3) розчин натрій гідроксиду з еквівалентною концентрацією – 0,5 *моль/л*;
- 4) розчин хлоридної кислоти з еквівалентною концентрацією – 0,5 *моль/л*;
- 5) Термометр.

У сухий фарфоровий стакан налити мірним циліндром 50 *мл* розчину хлоридної кислоти *HCl* і заміряти його температуру. Потім відміряти мірним циліндром 50 *мл* розчину натрій гідроксиду *NaOH*, перемішати і знову заміряти температуру.

Відображення результатів досліду

- 1 Початкова температура розчину (t_1) _____^{°C}.
- 2 Температура розчину після змішування (t_2) _____^{°C}.
- 3 Об'єм розчину після змішування (V) _____*мл*.

Обчислення результатів досліду

1 Визначити зміну ентальпії реакції нейтралізації, *Дж*, для кількості речовини, що міститься в 50 *мл* розчину, за формулою:

$$\Delta H_1 = V \cdot \rho \cdot c(t_2 - t_1),$$

де V – об'єм розчину після нейтралізації, *мл*;

ρ – густина розчину, *г/см³* (розбавлений розчин має густину, близьку до густини води, тому приймаємо $\rho \approx 1$ *г/см³*);

c – питома теплоємність розчину, *Дж/г·град*,

$$c = 4,18 \text{ Дж/г·град};$$

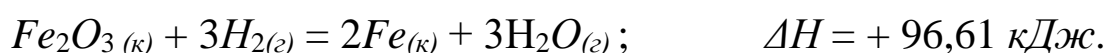
t_1 , t_2 – температура розчинів до і після змішування відповідно, ^{°C}.

2 Визначити тепловий ефект реакції нейтралізації:
 – обчислити, яка маса (z) хлоридної кислоти міститься в 50 мл розчину з молярною концентрацією 0,5 моль/л (a);
 – за термохімічним рівнянням реакції нейтралізації хлоридної кислоти натрій гідроксидом розрахувати зміну ентальпії реакції ($\Delta H_{x.p.}$, кДж/моль), якщо відомо, що при нейтралізації a грамів кислоти ентальпія змінюється на величину ΔH_1 .

3 Зробити висновок.

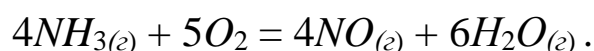
Контрольні вправи

1 Реакція відновлення ферум (III) оксиду воднем протікає за рівнянням:



Чи можливий перебіг реакції за стандартних умов, якщо зміна ентропії $\Delta S = 0,1387 \text{ кДж/моль} \cdot K$? При якій температурі починається відновлення ферум (III) оксиду?

2 На підставі стандартних ентальпій утворення та абсолютних стандартних ентропій (таблиця 3.1) відповідних речовин обчислити зміну енергії Гіббса ΔG^0_{298} реакції, що протікає за рівнянням:



Чи можлива ця реакція при стандартних умовах?

Таблиця 3.1 – Стандартні теплоти утворення та стандартні абсолютні ентропії речовин

Речовина	Ентальпія, ΔH^0_{298} , кДж/моль	Ентропія, ΔS^0_{298} , Дж/моль · К
$NH_3(г)$	-46,19	192,50
$O_2(г)$	0	205,03
$NO(г)$	+90,37	210,20
$H_2O(г)$	-241,83	188,72

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 4

ХІМІЧНА КІНЕТИКА ТА РІВНОВАГА

Метою даної роботи є вивчення швидкості гомогенних реакцій, впливу на швидкість реакції концентрації і температури, хімічної рівноваги та факторів, що впливають на її зміщення.

Під швидкістю реакції в гомогенній системі розуміють зміну молярної концентрації реагуючих речовин, що вступають у реакцію або утворюються під час реакції, за одиницю часу, *моль/л·с*:

$$V_{\text{гом}} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta \tau}, \quad (4.1)$$

де C – молярна концентрація, *моль/л*;
 τ – час, *с*.

На швидкість хімічної реакції впливає ряд факторів, серед яких: природа та концентрація реагуючих речовин, площа їх контакту, температура, наявність каталізатора.

Вплив концентрації на швидкість гомогенних хімічних реакцій

Умовою протікання хімічної реакції між молекулами є їх зіткнення. Кількість зіткнень між молекулами зростає з підвищенням концентрації молекул реагуючих речовин. Залежність швидкості від концентрації реагентів визначається основним законом кінетики: ***законом діючих мас (ЗДМ): при постійній температурі швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у ступенях, що дорівнює коефіцієнту перед формулою даної речовини в рівнянні реакції.***

Математично закон діючих мас для реакції, що відображена загальним рівнянням $nA + mB \rightarrow C$, визначається:

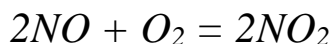
$$V = k \cdot [A]^n \cdot [B]^m, \quad (4.2)$$

де $[A]$, $[B]$ – молярні концентрації реагуючих речовин A і B ,
моль/л;

V – швидкість реакції, *моль/л·с*;

k – константа швидкості реакції, значення якої залежить від природи реагуючих речовин, температури, наявності каталізатора.

Наприклад, для реакції



швидкість реакції дорівнює:

$$V = k \cdot [NO]^2 \cdot [O_2].$$

Якщо концентрації кожної з реагуючих речовин дорівнює одиниці ($C_m = 1$ *моль/л*), то константа швидкості реакції стає рівною швидкості реакції:

$$k = V. \quad (4.3)$$

Константа швидкості – величина постійна за постійною температурою.

Вплив температури на швидкість гомогенних хімічних реакцій

Для того щоб відбулася хімічна реакція, тобто для утворення нових молекул, необхідно спочатку розірвати та послабити зв'язок між атомами в молекулах початкових речовин. Для цього необхідно витратити певну визначену енергію. Якщо молекули під час зіткнення не мають необхідної енергії, то нова молекула не утворюється.

Енергія, яку повинні мати молекули, щоб їх зіткнення призвело до утворення нової речовини, має назву *енергії активації*, *кДж/моль*, даної реакції. Молекули, які мають таку енергію, називаються активними молекулами.

З підвищенням температури кількість активних молекул зростає, а швидкість реакції збільшується. Залежність швидкості

гомогенної реакції від температури характеризує **правило Вант-Гоффа**: з підвищенням температури на 10 градусів швидкість реакції збільшується у 2 – 4 рази.

Це правило має математичний вигляд:

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}, \quad (4.4)$$

де V_{t_2} – швидкість реакції після підвищення температури;
 V_{t_1} – початкова швидкість реакції;
 t_1, t_2 – початкова та кінцева температури відповідно;
 γ – температурний коефіцієнт реакції, який показує, у скільки разів збільшується швидкість реакції з підвищенням температури реагуючих речовин на 10 °С.

Приклад. Температурний коефіцієнт реакції дорівнює 3. Як збільшиться швидкість реакції, якщо температуру підвищити від 20° до 50° С?

Розв'язання. Оскільки $\Delta t = 30^\circ\text{C}$, позначимо швидкість реакції при 20 °С і при 50 °С відповідно через V_1 та V_2 , тоді

$$\frac{V_2}{V_1} = 3^{\frac{50-20}{10}}, \quad \text{звідки} \quad \frac{V_2}{V_1} = 27.$$

Швидкість реакції збільшується у 27 разів.

Хімічна рівновага в гомогенних реакціях

Усі хімічні реакції можна поділити на дві групи: *оборотні* та *необоротні*. Необоротні реакції перебігають до кінця, тобто до повної витрати однієї з реагуючих речовин. Оборотними називають реакції, які, залежно від умов (T, P), можуть перебігати як у прямому, так і зворотному напрямках.

Реакції, які відбуваються в напрямку зліва направо, – *прямі*, а реакції, які мають напрямок справа наліво, – *зворотні*. Знак рівності (=) в реакції змінюють на знак оборотності (\leftrightarrow).

Наприклад, азот та водень реагують між собою з утворенням аміаку, згідно з рівнянням



Згідно із законом діючих мас (ЗДМ), швидкість прямої реакції V_1 та зворотної реакції V_2 відповідно дорівнюють:

$$V_1 = k_1 \cdot [N_2] \cdot [H_2]^3; \quad (4.5)$$

$$V_2 = k_2 \cdot [NH_3]^2. \quad (4.6)$$

За деякий час швидкість прямої реакції (V_1) буде зменшуватись, а зворотної реакції (V_2) зростати, поки їх швидкості не порівнюються. Стан оборотного процесу, при якому швидкості прямої та зворотної реакції рівні, має назву *рухомої* (або *динамічної*) *рівноваги*.

Тобто, якщо $V_1 = V_2$, то

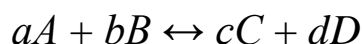
$$k_1 \cdot [N_2] \cdot [H_2]^3 = k_2 \cdot [NH_3]^2, \quad (4.7)$$

звідки

$$k = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}, \quad (4.8)$$

де k – константа рівноваги, яка є відношенням констант швидкості прямої та зворотної реакції, вона постійна за постійною температурою. Константа швидкості залежність від природи речовини, концентрації та температури і не залежить від наявності каталізатора.

В загальному випадку, для реакції:



константа рівноваги відображається рівнянням:

$$k = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}. \quad (4.9)$$

Хімічна рівновага зберігається тільки за постійних умов, тобто при зміні температури, тиску (для газоподібних речовин) або концентрації реагуючих речовин, рівновага порушується й змінюються рівноважні концентрації всіх речовин, які беруть участь у реакції.

Вплив різних факторів на порушення хімічної рівноваги в рівноважних системах визначає **принцип Ле-Шательє**: якщо на систему, що перебуває в стані рівноваги, подіяти зовнішніми факторами (змінити тиск, концентрацію або температуру), то хімічна рівновага зміщується в напрямку процесу, який зменшить цю дію.

Висновки щодо принципу Ле-Шательє:

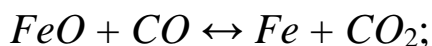
1 Збільшення концентрації однієї з реагуючих речовин зміщує рівновагу в бік зменшення концентрації цієї речовини. Навпаки, зменшення концентрації однієї з реагуючих речовин зміщує рівновагу в бік утворення цієї речовини.

2 Збільшення температури зміщує рівновагу в бік ендотермічної реакції. При зменшенні температури рівновага зміщується в бік екзотермічної реакції.

3 Збільшення тиску зміщує рівновагу в бік реакції, що веде до зменшення загальної кількості молекул газової суміші. Навпаки, зменшення тиску викликає зміщення рівноваги в бік реакції, яка супроводжується збільшенням загальної кількості молекул газу. Запам'ятайте, що зміна тиску має вплив на рівновагу тільки газоподібних речовин.

Реакції у гетерогенних системах

Особливість реакцій у гетерогенних системах полягає в тому, що вони відбуваються на поверхні розділу двох середовищ (фаз). Тобто збільшення поверхні призводить до збільшення швидкості реакції. При постійному ступені роздрібнення (дисперсності) твердої речовини, тобто доки площа поверхні твердої речовини є постійною, швидкість реакції змінюється залежно від концентрації розчиненої або газоподібної речовини, яка бере участь у даній реакції. Розглянемо таку реакцію, наприклад, відновлення ферум (II) оксиду карбон (II) оксидом:



швидкості прямої та зворотної реакції у даному випадку, відповідно, дорівнюють:

$$V_1 = k_1 \cdot [CO],$$
$$V_2 = k_2 \cdot [CO_2].$$

Оскільки концентрація твердої речовини відсутня в рівнянні реакції, то вона також відсутня у виразі константи рівноваги:

$$k = \frac{[CO_2]}{[CO]}.$$

Для реакції $CaCO_3 \leftrightarrow CaO + CO_2$ константа рівноваги має вигляд

$$k = [CO_2].$$

Методика виконання роботи

Прилади та матеріали для виконання роботи:

- 1) штатив з мікропробірками;
- 2) набір крапельниць з реактивами:
 - вода дистильована, H_2O ;
 - розчин сульфатної кислоти, H_2SO_4 ;
 - розчин натрій тіосульфату, $Na_2S_2O_3$;
 - концентрований розчин ферум (III) хлориду, $FeCl_3$;
 - розбавлений розчин ферум (III) хлориду, $FeCl_3$;
 - концентрований розчин калій роданіду, $KCNS$;
 - розбавлений розчин калій роданіду, $KCNS$;
- 3) пробірка з кристалічним калій хлоридом, KCl ;
- 4) скляний мікрошпатель;
- 5) секундомір.

Дослід 1. Вплив концентрації на швидкість гомогенних хімічних реакцій.

Розглянемо залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин на прикладі взаємодії натрій тіосульфату з сульфатною кислотою. Реакція відбувається за рівнянням:



Вільна сірка, яка утворюється при реакції, викликає помутніння розчину, тому легко стежити за перебігом реакції. Початком реакції є момент змішування розчинів, а кінцем – момент утворення в розчині вільної сірки, яка виділяється з часом з моменту змішування розчинів до початку помутніння.

Послідовність виконання досліду:

1 Приготувати в трьох мікропробірках розчини тіосульфату натрію з різною концентрацією, для чого:

в першу – внести 4 краплі розчину натрій тіосульфату $Na_2S_2O_3$ та 8 крапель дистильованої води;

у другу – 8 крапель розчину натрій тіосульфату $Na_2S_2O_3$ та 4 краплі дистильованої води;

у третю – 12 крапель розчину натрій тіосульфату $Na_2S_2O_3$.

Рідину в пробірках обережно збовтати. Таким чином, об'єм речовини в трьох пробірках є однаковим, а відношення концентрацій розчинів складає 1:2:3.

2 В першу мікропробірку додати з крапельниці 1 краплю сульфатної кислоти, струснути та увімкнути секундомір для вимірювання часу до появи помітного помутніння розчину (опалесценції).

3 Аналогічні дії виконати з другою та третьою мікропробірками.

4 Отримані дані занести до таблиці 4.1.

Таблиця 4.1 – Дані для розрахунку швидкості реакції

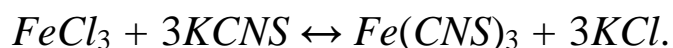
Номер пробірки	Об'єм розчину, краплі		Сумарний об'єм розчину, краплі	H_2SO_4 , краплі	Час до появи помутніння, τ , с	Відносна швидкість реакції, $V = \frac{1 \cdot 100}{\tau}$
	$Na_2S_2O_3$	H_2O				
1	4	8	12	1		
2	8	4	12	1		
3	12	0	12	1		

5 Побудувати графік залежності відносної швидкості реакції від відносної концентрації натрій тіосульфату $Na_2S_2O_3$, $V = f(C_{відн.})$.

6 За результатами досліду зробити висновок.

Дослід 2. Вплив зміни концентрації реагуючих речовин на зміщення хімічної рівноваги.

Для того щоб простежити вплив зміни концентрації реагуючих речовин на зміщення хімічної рівноваги, розглянемо реакцію взаємодії між ферум (III) хлоридом залізом та калій роданідом, яка відбувається за рівнянням



Вихідні розчини мають таке забарвлення:

ферум (III) роданід, $Fe(CNS)_3$	– червоний колір,
ферум (III) хлорид, $FeCl_3$	– жовтий колір,
калій роданід KCN , калію хлорид KCl	– безбарвні.

Завдяки різному забарвленню реагуючих речовин є можливість стежити за зміщенням рівноваги при зміні їх концентрації у бік продуктів реакції або в бік початкових речовин.

Послідовність виконання досліду:

1 У чотири мікропробірки внести по 5 крапель розбавлених розчинів ферум (III) хлориду $FeCl_3$ та калій роданіду KCN ; пробірки обережно струсити. В ході реакції забарвлення розчину стає світло-червоним.

Одну з мікропробірок залишити як еталон.

2 В три мікропробірки з отриманими розчинами додати:

- в першу – одну краплю концентрованого розчину $FeCl_3$;
- в другу – одну краплю концентрованого розчину KCN ;
- в третю – два мікрошпателі кристалічного KCl .

Пробірки обережно струсити. Порівняти інтенсивність забарвлення одержаних розчинів із забарвленням еталона.

3 Помітити: як змінюється забарвлення розчину при додаванні кожного з реактивів. На підставі зміни забарвлення розчинів зробити висновок, у який бік зміщується рівновага при додаванні кожної з трьох речовин і чому рівновага зміщується.

4 Записати формулу константи рівноваги розглянутої реакції.

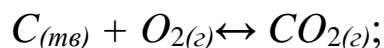
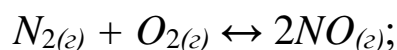
Контрольні вправи

1 Як зміниться (збільшиться чи зменшиться) швидкість хімічної реакції при підвищенні температури від 40⁰ до 70⁰С, якщо температурний коефіцієнт дорівнює 2?

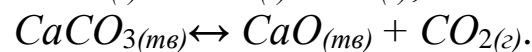
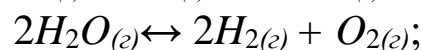
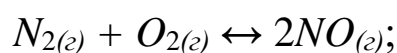
2 Написати формулу для розрахунку константи рівноваги оборотного процесу:



3 Написати математичну формулу для швидкості наведених хімічних реакцій (з урахуванням агрегатного стану реагуючих речовин), які перебігають за рівняннями:



4 В який бік зміститься хімічна рівновага при зміні температури та тиску в реакціях, якщо прямі реакції ендотермічні:



ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 5

ВИЗНАЧЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ РОЗЧИНУ ОБ'ЄМНИМ МЕТОДОМ ТИТРУВАННЯ

Метою роботи є визначення об'ємним методом титрування еквівалентної (нормальної) концентрації розчину та його титру.

Розчином називається однорідна система, що складається з двох або більше компонентів. *Розчинністю речовини* називається така його маса, що припадає на 100 г розчинника в насиченому розчині. Важливою характеристикою розчину є його концентрація.

Основні способи вираження концентрацій розчинів:

1 *Масова частка (відсоткова концентрація)* – відношення маси розчиненої речовини до маси розчину, виражають у частках одиниці або у відсотках.

2 *Молярна концентрація (молярність)* – відношення кількості розчиненої речовини до об'єму розчину, моль/л.

3 *Моляльна концентрація (моляльність)* – відношення кількості розчиненої речовини до маси розчинника, моль/кг.

4 *Еквівалентна концентрація (нормальність)* – відношення кількості еквівалентів розчиненої речовини до об'єму розчину, моль/л.

5 *Титр* – маса розчиненої речовини, яка міститься в 1 мл розчину, г/мл.

Якщо відома концентрація розчину, виражена в один спосіб, то можливо розрахувати інші види концентрації того ж розчину.

Відомо, що речовини реагують одна з іншою прямо пропорційно їх еквівалентним масам, тому, якщо відома еквівалентна (нормальна) концентрація розчину, легко розрахувати, які об'ємні співвідношення їх треба змішати, щоб розчинені речовини реагували без залишку:

$$V_1 N_1 = V_2 N_2, \quad (5.1)$$

де V_1, V_2 – об'єми реагуючих розчинів, мл;

N_1, N_2 – еквівалентна концентрація розчинів, моль/л.

Об'ємний метод визначення концентрації розчину є одним з найзручніших та простих. Основним прийомом об'ємного методу аналізу є титрування, суть якого полягає в тому, що до точно відміряного об'єму розчину речовини (наприклад, Na_2CO_3) невідомої концентрації додають з бюретки краплями, при наявності індикатору, інший розчин, концентрація якого відома (наприклад, H_2SO_4), до зміни кольору індикатору в точці

еквівалентності. Розчини, концентрація яких точно відома, називаються *титрованими*.

Методика виконання роботи

В даній роботі студент повинен приготувати розчин соди Na_2CO_3 із наважки сухої солі і визначити його концентрацію об'ємним методом титрування, використовуючи сульфатну кислоту, при цьому відбувається реакція:



Титрування здійснюється при наявності індикатору метилоранжу, забарвлення якого в точці еквівалентності змінюється з жовтого на рожеве.

Прилади та реактиви для виконання роботи:

- 1) металевий штатив;
- 2) бюретка об'ємом 25 мл;
- 3) лійка;
- 4) конічна колба – 2 шт;
- 5) мірна колба об'ємом 100 мл;
- 6) мірний циліндр об'ємом 25 мл;
- 7) наважка натрій карбонату Na_2CO_3 (сода);
- 8) бутель з дистильованою водою;
- 9) сульфатна кислота H_2SO_4 з еквівалентною концентрацією 0,1 моль/л;
- 10) метилоранж.

Приготування розчину соди.

- 1 Одержати у викладача наважку соди (Na_2CO_3).
- 2 Наважку соди без втрат перенести в мірну колбу на 100 мл.
- 3 Налити дистильовану воду в колбу приблизно до половини та ретельно перемішати до повного розчинення соди.
- 4 Довести об'єм розчину до 100 мл, додавши обережно дистильовану воду до мітки.
- 5 Розчин ретельно перемішати.

Підготовка бюретки до роботи.

Бюреткою називають циліндричну скляну трубку, на яку нанесена шкала з поділками, ціна одної поділки 0,1 мл, десять поділок – 1 мл. Бюретка закінчується гумовою трубкою зі скляною запірною кулькою і скляним носиком для зливу розчину краплями.

1 Вставити лійку в бюретку і налити через неї розчин сульфатної кислоти вище нульової позначки.

2 Видалити повітря з носика бюретки, для чого носик поставити горизонтально і, підставивши конус, призначений для зливу реактивів, придавити кульку. При цьому розчин кислоти витисне повітря з носика і заповнить його.

3 Опустити рівень розчину в бюретці до нульової позначки так, щоб нижня частина меніска рідини торкалася нульової позначки.

Визначення концентрації розчину соди

1 Відміряти мірним циліндром 10 мл приготовленого розчину соди (Na_2CO_3), перенести в конічну колбу для титрування і додати 1 – 2 краплі метилоранжу.

2 До розчину соди повільно, краплями, при постійному перемішуванні, додавати розчин сульфатної кислоти H_2SO_4 до зміни забарвлення з жовтого на рожеве (точка еквівалентності). Повторити титрування три рази і, якщо результати двох титрувань відрізняються не більше ніж на 0,1 мл, записати середній об'єм витраченої кислоти, a , мл:

$$a = \frac{a_1 + a_2 + a_3}{3},$$

де a_1, a_2, a_3 – об'єм кислоти в результаті трьох титрувань, мл.

3 Розрахувати нормальність і титр розчину соди.

Обчислення результатів дослідів

На титрування 10 мл розчину соди витрачено a мл кислоти.

1 Визначаємо нормальність розчину соди (Na_2CO_3) з формули (5.1), моль/л:

$$N_c = \frac{V_k \cdot N_k}{V_c} = \frac{a \cdot 0,1}{10},$$

де V_k, V_c – об'єм розчинів сульфатної кислоти та соди відповідно, *мл*;

N_k, N_c – нормальність розчинів сульфатної кислоти та соди відповідно, *моль/л*;

a – середній об'єм кислоти, витраченої на титрування, *мл*.

2 Титр розчину соди обчислюємо за формулою, *г/мл*:

$$T = \frac{N_c \cdot E_{mc}}{1000} = \frac{N_c \cdot 53}{1000},$$

де E_{mc} – еквівалентна маса соди, *г/моль*.

3 Зробити висновок.

Контрольні вправи

1 Обчислити молярну концентрацію розчину сульфатної кислоти з масовою концентрацією 5 % і густиною 1,032 *г/см³*. Який об'єм такого розчину необхідний для приготування двох літрів розчину H_2SO_4 з нормальністю 0,5 *моль/л*?

2 На нейтралізацію 50 *см³* розчину калій гідроксиду KOH витрачено 100 *см³* розчину хлоридної кислоти HCl з масовою концентрацією 6 % і відносною густиною 1,026 *г/см³*. Обчислити еквівалентну концентрацію (нормальність) розчину калій гідроксиду.

3 Яка маса KOH міститься в розчині, якщо для його нейтралізації витрачено 25 *см³* розчину HCl з нормальністю 0,6 *моль/л*?

4 Який об'єм води необхідно додати до 1 л розчину натрій гідроксиду з масовою концентрацією 12 % і відносною густиною 1,131 *г/см³* для одержання розчину $NaOH$ з еквівалентною концентрацією 2 *моль/л*?

5 Обчислити молярну концентрацію розчину натрій сульфату Na_2SO_4 з масовою концентрацією 10 % і відносною густиною 1,091 *г/см³*.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 6

ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Метою роботи є вивчення гідролізу деяких солей і умов, що впливають на стан рівноваги гідролізу.

Відомо, що розчини середніх солей мають лужну, кислу чи нейтральну реакцію, хоча їхні формули не містять ані гідроген-іонів, ані гідроксид-іонів. Пояснюється це хімічною взаємодією солей з водою. Така взаємодія іонів солі з водою, що приводить до утворення слабого електроліту, називається *гідролізом*. При гідролізі солі зміщається іонна рівновага дисоціації води, в результаті розчини більшості солей мають кислу чи лужну реакцію.

Вода слабо дисоціює на іони за рівнянням:



Сутність реакції гідролізу полягає в з'єднанні іонів солі з іонами H^+ і OH^- з утворенням слабких електролітів: катіони солі з'єднуються з гідроксид-іонами OH^- води з утворенням слабкої основи або катіонів основних солей; аніони солі з'єднуються з гідроген-катіонами H^+ води з утворенням слабкої кислоти або аніонів кислих солей.

Залежно від сили основи і кислоти, що утворюють сіль, розрізняють чотири типи солей (таблиця 6.1):

Таблиця 6.1 – Типи солей

Тип солі	Сила основи	Сила кислоти
<i>I</i>	сильна	сильна
<i>II</i>	сильна	слабка
<i>III</i>	слабка	сильна
<i>IV</i>	слабка	слабка

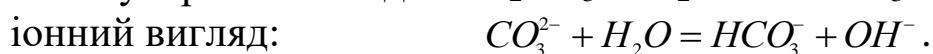
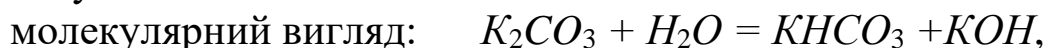
Солі I типу, утворені сильною основою і сильною кислотою ($NaCl$, KNO_3 , $BaCl_2$, Na_2SO_4 і ін.), гідролізу не піддаються, тому що іони таких солей не з'єднуються з іонами H^+ і OH^- води, тому

рівновага $H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$ не порушується. Розчини таких солей залишаються нейтральними (водневий показник $pH \approx 7$).

Солі II типу, утворені сильною основою і слабкою кислотою (Na_2CO_3 , $KCNS$, Na_2S , Na_3PO_4 та ін.), вступають у реакцію гідролізу. Реакція середовища в таких розчинах лужна ($pH > 7$) внаслідок накопичення гідроксид-іонів OH^- води, гідроген-катіони H^+ води зв'язуються в слабкий електроліт (HCO_3^- , HCN і т. д.).

Приклад. Гідроліз розчину калій карбонату K_2CO_3 може відбуватися у дві стадії:

I ступінь:



II ступінь:

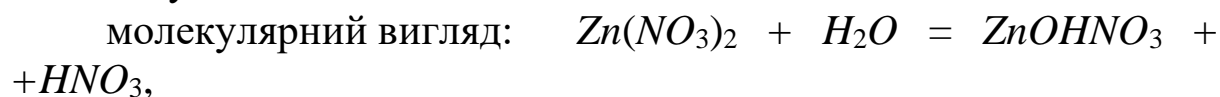


У розчині накопичуються гідроксид-іони OH^- води, що обумовлює лужну реакцію середовища $pH > 7$.

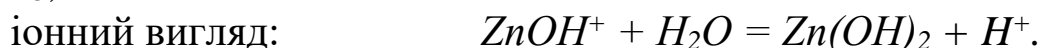
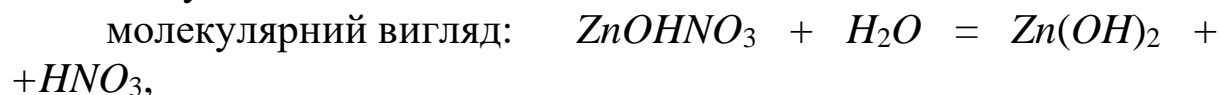
Солі III типу, утворені слабкою основою і сильною кислотою ($ZnCl_2$, $Al(NO_3)_3$, $Fe_2(SO_4)_3$ та ін.), гідролізу піддаються. Реакція середовища в таких розчинах кисла ($pH < 7$) внаслідок накопичення гідроген-іонів H^+ з води, а гідроксид-іони OH^- води зв'язуються в слабкі електроліти ($[ZnOH]^+$, $Zn(OH)_2$, $[AlOH]^{2+}$, $[Al(OH)_2]^+$, $Al(OH)_3$).

Приклад. Гідроліз розчину цинк нітрату $Zn(NO_3)_2$ відбувається за схемою:

I ступінь:



II ступінь:



У розчині накопичуються гідроген-іони водню H^+ з води, що надають йому кислу реакцію ($pH < 7$).

Гідроліз солей з багатовалентними аніонами і багатовалентними катіонами при звичайній температурі, в

основному, перебігає за першим ступенем. При нагріванні й сильному розведенні реакція може відбуватися з утворенням продуктів другого і третього ступенів гідролізу. На першому ступені гідролізу утворюються відповідно кислі й основні солі.

Солі IV типу, утворені слабкою основою і слабкою кислотою (Cr_2S_3 , $Fe_2(CO_3)_3$, CH_3COONH_4 та ін.), вступають у гідроліз. Реакція середовища в таких розчинах визначається відносною силою основи і кислоти, що утворюються при гідролізі, тому може бути або кислою, або лужною, або нейтральною.

Приклад: Гідроліз розчину амоній ацетату CH_3COONH_4 .

молекулярний вигляд: $CH_3COONH_4 + H_2O = CH_3COOH + NH_4OH$.

іонний вигляд: $CH_3COO^- + NH_4^+ + H_2O = CH_3COOH + NH_4OH$.

В розглянутому випадку константи електролітичної дисоціації NH_4OH і CH_3COOH при $25\text{ }^\circ C$ відповідно дорівнюють $1,79 \cdot 10^{-6}$ і $1,75 \cdot 10^{-5}$, тому реакція розчину практично нейтральна, $pH = 7$.

Солі дуже слабких кислот і основ, гідролізуються повністю і не можуть існувати у водних розчинах (наприклад, Cr_2S_3 , Al_2S_3 та ін.)

Процес гідролізу кількісно характеризується ступенем гідролізу (α). *Ступінь гідролізу солі* – це відношення числа молекул, що піддалися гідролізу, до загального числа розчинених молекул.

На величину ступеня гідролізу впливають температура і концентрація розчину солі. Чим вища температура і чим більше розведена сіль водою, тим більший ступінь гідролізу.

Здатність солі піддаватися гідролізу характеризується *константою гідролізу солі* K_2 . Чим більше значення K_2 , тим у більшому ступені (за однакових температур та концентраціях солі) перебігає гідроліз.

Для рівняння гідролізу калій карбонату K_2CO_3 за першим ступенем константа гідролізу має вигляд:

$$K_2 = \frac{[HCO_3^-] \cdot [OH^-]}{[CO_3^{2-}]}$$

Методика виконання роботи

Прилади та матеріали для виконання роботи:

- 1) штатив з мікропробірками;
- 2) набір крапельниць з реактивами:
 - вода дистильована, H_2O ;
 - розчин хлоридної кислоти, HCl ;
 - розчин натрій карбонату, Na_2CO_3 ;
 - розчин алюміній (III) сульфату, $Al_2(SO_4)_3$;
 - розчин бісмут (III) хлориду, $BiCl_3$;
 - метилоранж;
 - фенолфталеїн;
- 3) набір пробірок з реактивами:
 - кристалічний натрій хлорид, $NaCl$;
 - кристалічний алюміній (III) сульфату, $Al_2(SO_4)_3$;
 - кристалічний натрій карбонату, Na_2CO_3 ;
- 4) скляний мікрошпатель;
- 5) лакмус.

1 Дослідження реакції середовища розчинів різних солей

Дослід 1. Гідроліз солі, утвореної сильною основою і слабкою кислотою.

В мікропробірку внести один мікрошпатель кристалів соди Na_2CO_3 , додати 5 – 6 крапель дистильованої води та 1 – 2 краплі фенолфталеїну. На підставі забарвлення розчину вказати реакцію середовища, відзначити pH розчину соди. Пояснити зміну реакції середовища рівнянням реакції гідролізу Na_2CO_3 в молекулярному й іонному вигляді за першим ступенем.

Дослід 2. Гідроліз солі, утвореної слабкою основою і сильною кислотою.

У мікропробірці розчинити один мікрошпатель кристалів алюміній (III) сульфату $Al_2(SO_4)_3$ в 5 – 6 краплях дистильованої води, додати до розчину 1 – 2 краплі метилоранжу. На підставі забарвлення розчину вказати реакцію середовища, відзначити його pH . Пояснити зміну реакції середовища рівнянням реакції гідролізу $Al_2(SO_4)_3$ в молекулярному й іонному вигляді за першим ступенем.

Дослід 3. Гідроліз солі, утвореної слабкою основою і слабкою кислотою.

Солі дуже слабких кислот і дуже слабких основ піддаються повному гідролізу, тому не можуть існувати у водних розчинах.

У мікропробірку до 6 – 8 крапель алюміній (III) сульфату $Al_2(SO_4)_3$ додати стільки ж крапель розчину натрій карбонату Na_2CO_3 . Утворений алюміній (III) карбонат $Al_2(CO_3)_3$ відразу ж піддається гідролізу з утворенням осаду алюміній (III) гідроксиду $Al(OH)_3$ та виділенням бульбашок вуглекислого газу CO_2 .

Скласти рівняння реакції утворення алюміній (III) карбонату $Al_2(CO_3)_3$ в молекулярному й іонному вигляді. Написати рівняння гідролізу алюміній (III) карбонату $Al_2(CO_3)_3$ в молекулярному й іонному вигляді.

Дослід 4. Сіль, утворена сильною основою і сильною кислотою.

У двох мікропробірках розчинити по одному мікрошпателю кристалів натрій хлориду $NaCl$ у 5 – 6 краплях дистильованої води. Додати до одної мікропробірки 2 краплі метилоранжу, а до другої – 2 краплі фенолфталеїну. Помітити забарвлення індикаторів у розчинах, встановити реакцію середовища та її pH . Зробити висновок, чи піддається сіль натрій хлориду $NaCl$ гідролізу.

2 Фактори, що впливають на ступінь гідролізу солей

Дослід 1. Вплив розведення на ступінь гідролізу солі.

У мікропробірку внести 2 – 3 краплі розчину бісмут (III) хлориду $BiCl_3$ (попередньо дослідивши реакцію середовища в ньому за допомогою синього лакмусового папірця, щоб зробити висновок про наявність гідролізу) і поступово, краплями, додати воду до випадіння білого осаду основної солі бісмут дигідроксид хлориду $Bi(OH)_2Cl$. Додати до осаду 1 – 2 краплі хлоридної кислоти HCl до повного його розчинення, потім знов додати воду до появи осаду.

Написати в молекулярному й іонному вигляді рівняння гідролізу бісмут (III) хлориду $BiCl_3$ за першим та другим ступенями. Вказати, як зміщується рівновага гідролізу при розведенні розчину $BiCl_3$ і при додаванні хлоридної кислоти.

Написати формулу константи гідролізу бісмут (III) хлориду за першим ступенем.

Контрольні вправи

Написати в молекулярному та іонному вигляді за ступенями гідроліз таких солей: $Al(NO_3)_3$, $Cr_2(SO_4)_3$, $Mg(NO_3)_2$, $NiSO_4$, $CuSO_4$, $CuCl_2$.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 7

ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Мета роботи: ознайомитись з перебігом деяких окисно-відновних реакцій, їх особливостями та закономірностями складання їх рівнянь.

Стан атома в молекулі характеризується ступенем окиснення атома. *Ступінь окиснення* – це умовний заряд атома, який розраховується виходячи з того, що молекула складається тільки з іонів. Під час складання рівнянь ступінь окиснення вказують арабською цифрою зверху символу елемента зі знаком "+" або "-", наприклад: Cl^{+7} , S^{+4} , Cr^{+6} та ін.

Правила визначення ступеня окиснення атома елемента в сполуках:

1 Ступінь окиснення атомів у простих сполуках дорівнює нулю.

2 Якщо між двома атомами в молекулі існує ковалентний полярний зв'язок, то ступінь окиснення більш електронегативного атома буде мати знак "-", а в іншого – знак "+". Таким чином, у нейтральних молекулах алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів, що складають молекулу, дорівнює 0.

Приклад. Визначити ступінь окиснення сульфуру в сульфїтній H_2SO_3 і сульфатній H_2SO_4 кислотах.

Розв'язання. Відомо, що ступінь окиснення атома гідрогену «+1», а атома оксигену «-2». Ступінь окиснення атома сульфуру в молекулі сульфїтної кислоти H_2SO_3 розраховують за рівнянням:

$$H_2^{+1}S^xO_3^{-2} \quad (+1) \cdot 2 + x + (-2) \cdot 3 = 0,$$

звідки $x = +4$.

Аналогічно розраховують ступінь окиснення сульфуру в H_2SO_4 :

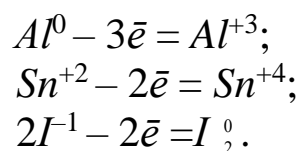
$$H_2^{+1}S^yO_4^{-2} \quad (+1) \cdot 2 + y + (-2) \cdot 4 = 0,$$

Звідки $y = +6$.

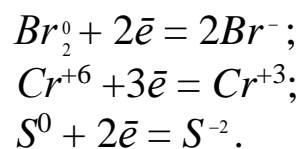
Вищий позитивний ступінь окиснення атома елемента в сполуках дорівнює номеру групи періодичної системи, в якій розташовано елемент.

Окисно-відновні реакції – це реакції, які перебігають із зміною ступеня окиснення атомів, з яких складаються реагуючі речовини. Таку зміну обумовлює зміщення електронів від одних атомів, молекул або іонів до інших.

Процес окиснення – це процес віддання атомом (іоном чи молекулою) електронів. У процесі окиснення ступінь окиснення зростає, наприклад,



Процес відновлення – це процес приєднання електронів атомом (іоном чи молекулою). В процесі відновлення ступінь окиснення знижується, наприклад,



Атоми (іони або молекули), що приєднують електрони, називають «окисниками»; атоми, що віддають електрони, – «відновниками». Окисник під час реакції відновлюється, відновник – окислюється. Таким чином, окиснення завжди супроводжується відновленням і навпаки. Ці процеси обов'язково перебігають одночасно, тому окисно-відновні реакції

об'єднують два протилежні процеси – окиснення та відновлення, причому загальна кількість електронів, яку приєднує окисник, дорівнює кількості електронів, які віддає відновник. Таким чином, для перебігу хімічної окисно-відновної реакції необхідна наявність атомів (молекул, іонів), протилежних за здатністю до віддавання або приєднання електронів.

Правильно складені рівняння реакції відображає закон збереження маси речовини, тому кількість однакових атомів початкових речовин завжди має дорівнювати сумі атомів продуктів реакції.

При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій застосовують два методи: електронного балансу та іонно-електронного балансу. Розглянемо детальніше перший метод.

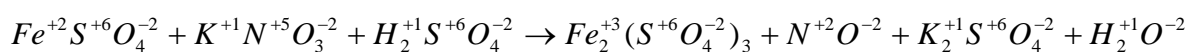
Метод електронного балансу

Метод ґрунтується на порівнянні ступенів окиснення атомів початкових та кінцевих речовин. Головною умовою є те, що кількість електронів, що віддає відновник, має дорівнювати кількості електронів, що приєднує окисник.

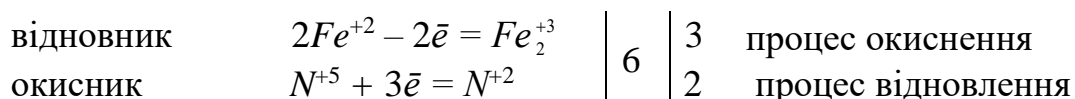
Розглянемо метод електронного балансу на прикладі реакції взаємодії калій нітрату KNO_3 з ферум (II) сульфатом $FeSO_4$, реакція відбувається в кислому середовищі (розчині сульфатної кислоти). Послідовність дій:

1 Написати схему реакції.

2 Визначити ступінь окиснення всіх атомів лівої та правої частин схеми реакції та вказати їх як верхні індекси:



3 Скласти електронно-перехідні рівняння (схеми зміни зарядів атомів лівої та правої частин рівняння).



З урахуванням того, що кількість електронів, яка віддається та приймається атомами, має бути однаковою, визначають найменше спільне кратне (6 у даному випадку) і додаткові

множники (основні коефіцієнти, в даному випадку це «2» і «3») та проставляють їх за вертикальною рисою.

4 Перенести основні множники у спільну схему реакції.

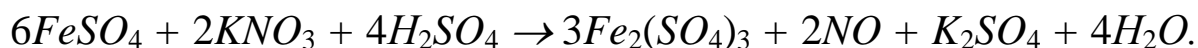
5 Підрахувати кількість всіх атомів лівої та правої частин рівняння і, при необхідності, зрівняти їх кількість. Зрівнювання атомів лівої та правої частин рівняння виконують у такій послідовності:

а) зрівнюють кількість атомів металу (в даному випадку *Fe* та *K*) та однакових аніонів кислотних залишків (SO_4^{-2});

б) зрівнюють кількість атомів гідрогену;

в) зрівнюють кількість атомів кисню.

Після зрівняння схема реакції набуде вигляду:



Характер багатьох окисно-відновних реакцій залежить від природи середовища, в якому вони перебігають. Зазвичай окисник та відновник виявляють свої властивості тільки у визначеному середовищі: кислому, лужному чи нейтральному.

Поширеними окисниками є: галогени (хлор Cl_2 , флуор F_2 , бром Br_2 , йод I_2), нітратна кислота HNO_3 , концентрована сульфатна кислота H_2SO_4 , кисень O_2 , царська водка (суміш з 1 об'єму нітратної та 3 – 4 об'ємів концентрованої хлоридної кислоти HCl), калій перманганат $KMnO_4$, калій хлорат $KClO_3$, плюмбум (IV) оксид PbO_2 , гідроген пероксид H_2O_2 та ін.

Окисні властивості виявляють також іони металів: Sn^{+2} , Pt^{+4} , Zn^{+2} , Fe^{+3} та ін. До складу молекул-окисників входять атоми елементів у вищому ступені окиснення.

Поширеними відновниками є: метали у вільному стані (*Mg*, *Al*, *Fe*, *Sn* та ін.), водень, вуглець, силіцій, карбон (II) оксид, натрій тіосульфат $Na_2S_2O_3$, сульфитна кислота H_2SO_3 та її солі (наприклад, натрій сульфит Na_2SO_3), нітратна кислота HNO_2 та її солі, сірководень H_2S , гідроген йодид *HI*, катіони металів Sn^{+2} , Pb^{+2} , Cr^{+2} , Cu^{+} та ін.

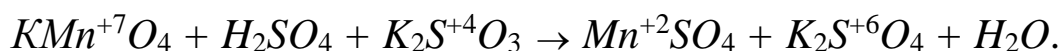
Молекули-відновники містять у своєму складі атоми елементів у нижчому або в одному з нижчих ступенів окиснення. Сполуки, до складу яких входять атоми елементів у нижчому ступені окиснення, наприклад, S^{-2} , P^{-3} , I^- , можуть бути тільки

відновниками. Навпаки, якщо атом елемента має вищий ступінь окиснення, що дорівнює номеру групи періодичної системи, в якій розташовано елемент (наприклад Cr^{+6} , Mn^{+7}), то він виявляє тільки окисні властивості.

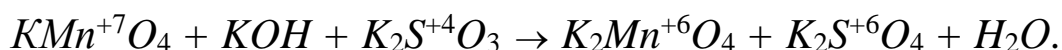
Якщо до складу речовин входять атоми елементів у проміжному ступені окиснення, то вони можуть виявляти як окисні, так і відновні властивості. При взаємодії з окисником речовини виявляють відновні властивості, а при взаємодії з відновником – окисні.

Якщо окисно-відновний процес перебігає в розчині, то значний вплив на шлях його протікання справляє кислотність середовища, тобто pH розчину. Розглянемо на прикладі взаємодії калій перманганату $KMnO_4$ з калій сульфатом K_2SO_3 .

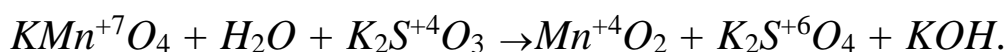
Характерним для сполук деяких елементів зі змінним ступенем окиснення є їх різне забарвлення. Так, наприклад, манган (Mn) може входити до складу речовин у ступенях окиснення Mn^{+2} , Mn^{+4} , Mn^{+7} . Якщо розглянути хімічну реакцію між розчином калій перманганату $KMn^{+7}O_4$, який має фіолетове забарвлення, і калій сульфатом K_2SO_3 , то при проведенні реакції в кислому середовищі (при наявності H_2SO_4), розчин знебарвлюється, тому що утворюються іони Mn^{+2} :



При проведенні реакції в лужному середовищі (при наявності калій гідроксиду KOH) розчин набуває зеленого кольору за рахунок утворення іонів манганату, в яких манган входить у вигляді Mn^{+4} :



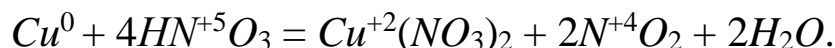
У нейтральному середовищі (при наявності води H_2O) утворюється коричневий осад манган (IV) оксиду, в якому манган міститься у формі Mn^{+4} :



Таким чином, при різній кислотності середовища, при взаємодії однакових речовин ($KMnO_4$ та K_2SO_3) утворюються різні продукти реакції. Як видно зі схем перебігу реакцій, найбільшою мірою окисні властивості окисника проявляються в кислому середовищі, а лужне середовище їх послаблює.

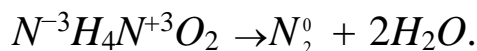
Всі окисно-відновні реакції умовно поділяють на три типи:

I тип – реакції міжмолекулярного окиснення-відновлення, в яких окисник і відновник містяться в різних сполуках, наприклад:



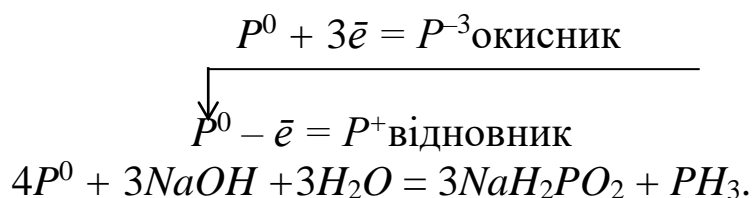
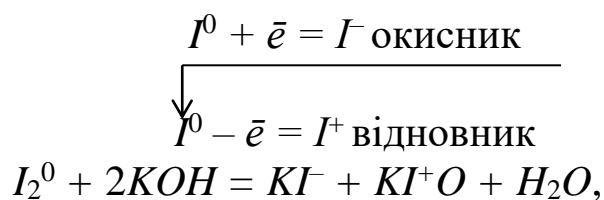
У даному рівнянні Cu^0 – відновник, N^{+5} – окисник.

II тип – реакції внутрішнього (внутрішньо-молекулярного) окиснення-відновлення, в яких окисник і відновник входять до складу однієї сполуки, але мають різні ступені окиснення, наприклад, у реакції:



У сполуці амоніак нітрит NH_4NO_2 нітроген виступає і як відновник (N^{-3}), і як окисник (N^{+3}).

III тип – реакції самоокиснення-самовідновлення (диспропорціонування), в яких один і той самий елемент виконує роль і окисника, і відновника, наприклад



Такий тип реакцій притаманний речовинам з окисно-відновною подвійністю властивостей.

Методика виконання роботи

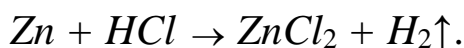
Прилади та реактиви для виконання роботи:

- 1) штатив з мікропробірками;
- 2) набір крапельниць з реактивами:
 - вода дистильована, H_2O ;
 - розчин сульфатної кислоти, H_2SO_4 ;
 - розчин натрій тіосульфату, $Na_2S_2O_3$;
 - розчин калій дихромату, $K_2Cr_2O_7$;
 - розчин натрій гідроксид, $NaOH$;
 - розчин хлоридної кислоти, HCl ;
 - розчин калій йодиду, KI ;
 - крохмаль;
- 3) цинкова стружка, Zn ;
- 4) Скляний мікрошпатель.

При виконанні кожного досліду необхідно відмічати забарвлення розчинів вихідних речовин та забарвлення розчинів чи осаду після реакції; записати рівняння реакції, що відбувається; скласти баланс електронів; позначити процеси окиснення та відновлення; зазначити окисник та відновник.

Дослід 1. Відновні властивості металів.

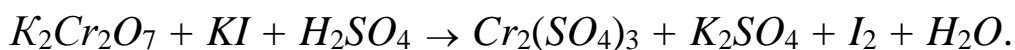
У мікропробірку з хлоридною кислотою занурити невеликий шматочок цинку. Процес перебігає за схемою:



Дослід 2. Окисні властивості дихроматів.

2.1 Окисні властивості калій дихромату.

У мікропробірку внести 3 – 4 краплі розчину калій дихромату $K_2Cr_2O_7$, додати 2 – 3 краплі розчину сульфатної кислоти H_2SO_4 . До підкисленого розчину додати 2 – 3 краплі розчину калій йодиду KI . Вільний йод, що виділяється в ході реакції, виявити крохмалем. Процес перебігає за схемою:



2.2 Вплив реакції середовища на окисні властивості сполук хрому (VI).

Хром у сполуках може існувати в різних ступенях окиснення: Cr^{+2} , Cr^{+3} , Cr^{+6} , розчини сполук у відповідних ступенях окиснення мають різне забарвлення.

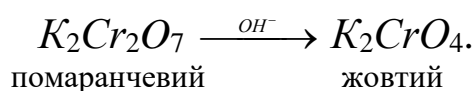
Одними з важливих сполук хрому (VI) є солі хромової кислоти H_2CrO_4 та дихромової (біхромової) кислоти $H_2Cr_2O_7$. Солі хромової кислоти – хромати (наприклад, калій хромат K_2CrO_4) мають жовте забарвлення. Для солей дихромової кислоти – дихроматів (наприклад, калій дихромату $K_2Cr_2O_7$) характерне помаранчеве забарвлення.

Хромати можуть переходити в дихромати при зміні кислотності (pH) середовища розчину. В кислому середовищі хром (VI) існує у вигляді дихроматів (іони $Cr_2O_7^{2-}$), а в лужному – у формі хроматів (іони CrO_4^{2-}). Для сполук хрому (III) Cr^{+3} характерним є зелене забарвлення.

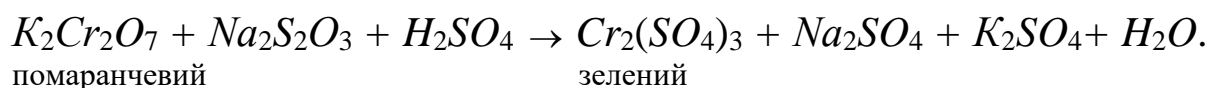
У три мікропробірки внести по 3 – 4 краплі розчину калій дихромату $K_2Cr_2O_7$. Створити в мікропробірках різну кислотність (pH) середовища розчинів, для чого до першої мікропробірки внести 3 краплі розчину сульфатної кислоти H_2SO_4 , до другої – 3 краплі розчину натрій гідроксиду $NaOH$, до третьої – 3 краплі дистильованої води H_2O .

Відмітити незмінність забарвлення розчину у кислому та нейтральному середовищі та звернути увагу на зміну забарвлення з помаранчевого на жовте в лужному середовищі, надати пояснення.

Схема процесу в лужному середовищі:

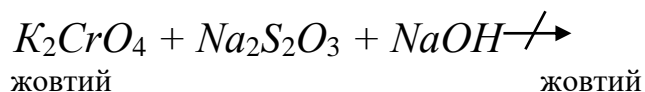


У першу мікропробірку (кисле середовище) додати 3 – 4 краплі розчину натрій тіосульфату $Na_2S_2O_3$. Відмітити зміну забарвлення розчину, надати пояснення. Схема процесу в кислому середовищі:

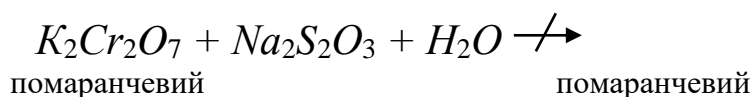


Наступний перехід забарвлення розчину із зеленого на блакитне пояснюється подальшим відновленням іонів Cr^{+3} у форму іонів Cr^{+2} під дією надлишку $Na_2S_2O_3$.

У другу мікропробірку (лужне середовище) додати 3 – 4 краплі натрій тіосульфату $Na_2S_2O_3$. Відмітити, що жовте забарвлення розчину залишається без змін, надати пояснення. Схема процесу:



У третю мікропробірку (нейтральне середовище) додати 3 – 4 краплі натрій тіосульфату $Na_2S_2O_3$. Відмітити, що забарвлення розчину залишається без змін, надати пояснення. Схема процесу в нейтральному середовищі:

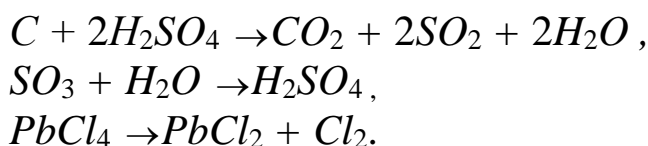


Контрольні вправи

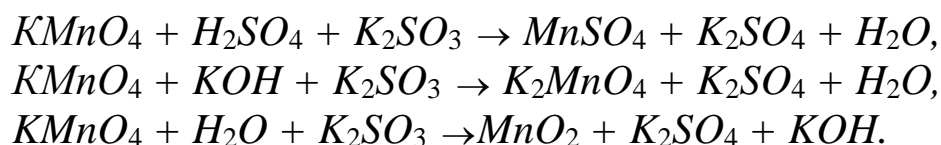
1 У яких сполуках є атоми елементів зі ступенем окиснення «+4»: K_2TiO_3 , Na_2SO_3 , K_2SO_4 , SiH_4 , SiF_4 , Na_2PbO_2 ?

2 Які сполуки (K_2CrO_4 , H_2Se , SiO_2 , NH_3 , HCl) виявляють тільки відновні властивості?

3 Які рівняння відповідають окисно-відновним процесам?



4 Скласти електронні рівняння та розставити коефіцієнти в рівняннях:



Визначити, в якому середовищі (кислому, лужному або нейтральному) калій перманганат сильніше виявляє окисні властивості.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 8

ЕЛЕКТРОЛІЗ СОЛЕЙ

Мета роботи – вивчення процесів, що відбуваються при електролізі водних розчинів деяких електролітів на аноді різної природи.

Електролізом називають окисно-відновний процес, що відбувається біля електродів під дією постійного електричного струму на розчин або розплав електроліту.

Біля катода (негативного електрода) відбувається процес відновлення, а біля анода (позитивного електрода) – окиснення.

Найбільш простим випадком електролізу є електроліз розплавів електролітів. Більш складні процеси перебігають у водних розчинах електролітів. Чим менше значення величини стандартного електронного потенціалу металу E^0 в ряду напруг металів, тим більш характерним для нього є іонний стан і тим складніше катіонам металу відновитись біля катода.

Біля катода процес відновлення може відбуватися за одним з трьох шляхів:

1 При електролізі розчину солі малоактивного металу, що розміщений у ряду напруг після гідрогену, відновлюється катіон металу.

2 При електролізі розчину солі металу, що розміщений у ряду напруг до алюмінію включно, відновлюється тільки вода (гідроген катіон H^+ води відновлюється до водню H_2).

3 Іони металів, які стоять у ряду напруги після алюмінію до гідрогену, під час електролізу відновлюються одночасно з молекулами води.

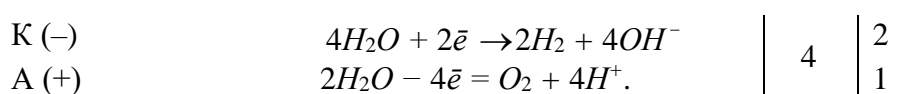
Якщо в розчині наявні катіони різних металів, то при електролізі вони відновлюються в послідовності зменшення значень стандартного електродного потенціалу E^0 . Із суміші катіонів Ag^+ , Cu^{2+} , Zn^{2+} спочатку відновлюються іони аргентуму, потім купруму (II) і останніми – цинку (II).

На анодні процеси здійснює вплив матеріал анода. Анод може бути нерозчинним (з графіту, платини, срібла та ін.) та розчинним (наприклад, з міді). Якщо анод розчинний, то окислюється сам анод (тому він має назву «розчинний»).

При нерозчинному аноді окислюються аніони безоксигенових кислот (S^{2-} , I^- , Br^- , Cl^-), якщо вони мають достатню концентрацію.

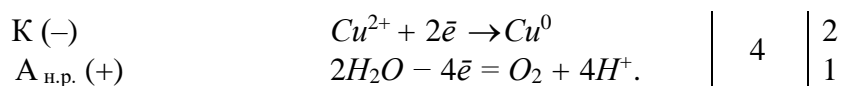
Якщо розчин містить аніони оксигеновмісних кислот (SO_4^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-} та ін.), то окислюються молекули води.

Приклад 1. При електролізі розчину K_2SO_4 , біля графітового електрода відбуваються такі процеси:

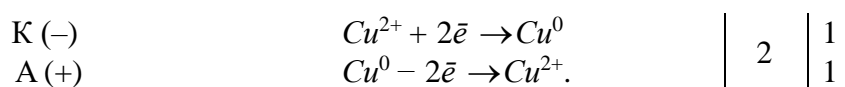


Біля катода накопичуються гідроксидні іони OH^- та утворюють луг калій гідроксид KOH , а біля анода середовище стає кислим за рахунок утворення сульфатної кислоти H_2SO_4 . Ці процеси називають вторинними процесами при електролізі.

Приклад 2. При електролізі розчину купрум (II) нітрату $Cu(NO_3)_2$ з нерозчинним графітовим анодом відбуваються процеси:



У випадку розчинного анода на електродах відбуваються процеси:



Характер реакцій, що перебігають під час електролізу, залежить не тільки від розчиненої речовини, концентрації електроліту та природи електродів, але і від щільності струму на електродах та інших факторів.

Можна так збільшити щільність струму, що під час електролізу розчину купрум (II) сульфату будуть відновлюватися не тільки іони купрум (II), але й гідроген-катіони.

Кількісна сторона електролізу ґрунтується на двох законах Фарадея. Обидва закони можна записати загальною формулою, за

якою розраховують масу речовини, z , що утворюється біля електрода в процесі електролізу:

$$m = \frac{E \cdot I \cdot t}{F}, \quad (8.1)$$

де E – еквівалентна маса речовини, $г/моль$;

I – сила струму, A ;

t – час, $с$;

F – стала Фарадея (кількість електрики, при проходженні якої через розчин електроліту, утворюється 1 еквівалентна маса речовини), $Кл$; $F = 96500 Кл$.

Під час електролізу часто виділяється менша кількість речовини, що пов'язано з перебігом побічних або паралельних процесів, крім основних. Тому для обліку кількості електрики, яка витрачається для одержання продукту, введено поняття "вихід за струмом").

Вихід за струмом, % – це співвідношення маси одержаної речовини, за даних умов електролізу, до маси речовини, теоретично обчисленої:

$$\eta = \frac{m_1}{m_2} \cdot 100 \% = \frac{m_1 \cdot 96500}{E \cdot I \cdot t} \cdot 100 \% , \quad (8.2)$$

де m_1 – маса одержаної речовини за даних умов електролізу, $г$;

m_2 – маса речовини, теоретично обчислена, $г$.

Методика виконання роботи

Прилади та матеріали, необхідні для роботи:

1 електролізер – U-подібна скляна трубка;

2 графітові електроди;

3 лабораторне джерело постійного струму;

4 розчин купрум (II) сульфату $CuSO_4$, $\omega_{CuSO_4} = 5\%$;

5 розчин натрій нітрату $NaNO_3$, $\omega_{NaNO_3} = 5\%$;

6 розчин калій йодиду KI , $\omega_{KI} = 5\%$;

7 фенолфталеїн;

8 крохмаль.

Досліди проводять в електролізері, яким служить U-подібна трубка, що закріплюється у штативі. Пробки з вугільними або металевими електродами встановлюють у U-подібну трубку нещільно.

Щоб одержати постійний струм, використовують джерело струму, яке вмикають до мережі змінного струму.

Електролізер у всіх дослідах заповнюють електролітом на половину його об'єму.

Дослід 1. Електроліз розчину купрум (II) сульфату з графітовими електродами.

Заповнити електролізер 5 % розчином купрум (II) сульфату. До обох колін електролізера занурити графітові електроди, з'єднати їх з джерелом постійного струму і пропускати струм протягом 4 – 5 хв.

Стежити за осадженням шару міді на катоді. Написати рівняння електродних процесів.

Дослід 2. Електроліз розчину купрум (II) сульфату з розчинним (мідним) анодом.

Поміняти електроди на електролізері місцями так, щоб анодом став електрод, вкритий шаром міді. Пропускати електричний струм через той самий розчин.

Що відбувається з міддю на аноді? Яка речовина виділяється на катоді? Написати рівняння електродних процесів.

Дослід 3. Електроліз розчину натрій нітрату $NaNO_3$ з графітовими електродами.

Електролізер заповнити 5 % розчином натрій нітрату. До обох колін U-подібної трубки додати по декілька крапель розчину фенолфталеїну. Опустити в розчин графітові електроди. Пропустити електричний струм.

Стежити за явищами, які відбуваються на електродах. Написати рівняння електродних процесів.

Дослід 4. Електроліз розчину калій йодиду на графітовому аноді.

Електролізер заповнити 5 % розчином калій йодиду KI , до якого додати декілька крапель крохмалю і фенолфталеїну.

Опустити в електролізер графітові електроди і пропустити електричний струм. Записати спостереження. Написати рівняння електродних процесів.

Контрольні вправи

1 Написати рівняння процесів електролізу розчинів магній хлориду $MgCl_2$, калій сульфату K_2SO_4 , натрій сульфату Na_2SO_4 при використанні графітового анода.

2 Написати рівняння процесів електролізу розчинів нікель (II) сульфату $NiSO_4$, аргентум (I) нітрату $AgNO_3$, купрум (II) хлориду $CuCl_2$ з розчинним анодом.

3 Струм перебігає послідовно через водні розчини аргентум (I) нітрату $AgNO_3$, купрум (II) сульфату $CuSO_4$, калій хлориту $KClO_4$. Яка маса міді та водню утвориться біля катодів при електролізі розчинів, якщо маса виділеного з розчину $AgNO_3$ срібла складає 0,108 г?

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

1 Глинка, Н.Л. Общая химия [Текст] / Н.Л. Глинка. – Л.: Химия, 1988. – 728 с.

2 Лучинский, Г.П. Курс химии [Текст] / Г.П. Лучинский. – М.: Высшая школа, 1985. – 416 с.

3 Фролов, В.В. Химия [Текст] / В.В. Фролов. – М.: Высшая школа, 1975. – 544 с.

4 Костиркін, О.В. Загальна хімія [Текст]: конспект лекцій / О.В. Костиркін, Т.О. Коваленко. – Харків: УкрДАЗТ, 2004. – 65 с.

5 Тестові завдання з хімії для самостійної роботи студентів усіх спеціальностей і форм навчання / М.І. Ворожбіян, О.В. Костиркін, Л.А. Катковнікова та ін. – Харків: УкрДАЗТ, 2007. – 27 с.

6 Методичні вказівки та завдання до контрольних робіт з хімії / О.В. Шапка, О.В. Костиркін, Т.О. Коваленко та ін. – Харків: УкрДАЗТ, 2003. – 74 с.

Приклад оформлення титульного листа

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ

Українська державна академія залізничного транспорту

Кафедра «Охорона праці та навколишнього середовища»

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №__

з дисципліни «Хімія»

на тему «_____»

Виконав
студент групи _____
П.І.Б.

Перевірив
П.І.Б.

Харків