

ФАКУЛЬТЕТ УПРАВЛІННЯ ПРОЦЕСАМИ ПЕРЕВЕЗЕНЬ

Кафедра охорони праці та навколишнього середовища

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

**до лабораторних робіт
з дисципліни**

«ХІМІЯ ТА ЕЛЕКТРОМАТЕРІАЛИ»

Харків – 2014

Методичні вказівки розглянуто та рекомендовано до друку на засіданні кафедри охорони праці та навколишнього середовища 27 лютого 2012 р., протокол № 2.

Рекомендовано для студентів спеціальності «Транспортні системи та мережі» факультету АТЗ всіх форм навчання.

Укладачі:

проф. М.І. Ворожбіян,
доц. Л.А. Катковнікова,
старш. викл. С.О. Кисельова,
асист. М.Ю. Іващенко

Рецензент

проф. О.В. Савенков

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
до лабораторних робіт
з дисципліни
«ХІМІЯ ТА ЕЛЕКТРОМАТЕРІАЛИ»

Відповідальний за випуск Катковнікова Л.А.

Редактор Решетилова В.В.

Підписано до друку 26.04.12 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 Фейербаха, 7.
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 2874 від 12.06.2007 р.

УКРАЇНСЬКА ДЕРЖАВНА АКАДЕМІЯ ЗАЛІЗНИЧНОГО
ТРАНСПОРТУ

ФАКУЛЬТЕТ УПРАВЛІННЯ ПРОЦЕСАМИ ПЕРЕВЕЗЕНЬ

Кафедра охорони праці та навколишнього середовища

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
до лабораторних робіт з дисципліни
ХІМІЯ ТА ЕЛЕКТРОМАТЕРІАЛИ

для студентів спеціальності
«Транспортні системи та мережі»

Завідувач кафедри ОП і НС проф.

М.І. Ворожбіян

*Методичні вказівки розглянуті і одобрені методичною
комісією ф-ту УПП*

протокол № від р.

Голова МК ф-ту УПП доц.

С.М. Продащук

Декан факультету УПП доц.

Д.І. Мкртич'ян

Автори

проф.

М.І. Ворожбіян

доц.

Л.А. Катковні-

кова

ст.викл.

С. О. Кисельова

асист.

М.Ю. Іващенко

Харків – 2012

Методичні вказівки розглянуто та рекомендовано до друку на засіданні кафедри охорони праці та навколишнього середовища 27 лютого 2012 р., протокол № 2.

Рекомендовано для студентів спеціальності «Транспортні системи та мережі» факультету АТЗ всіх форм навчання.

Укладачі:
проф. М.І. Ворожбіян,
доц. Л.А. Катковнікова,
старш. викл. С.О. Кисельова,
асист. М.Ю. Іващенко

Рецензент
проф. О.В. Савенков

ЗМІСТ

Вступ.....	4
Застережні заходи при роботі в хімічній лабораторії.....	4
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 1	
Визначення еквівалентної маси металу.....	5
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 2	
Визначення молярної маси карбон діоксиду.....	10
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 3	
Будова атома.....	13
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 4	
Хімічна кінетика та хімічна рівновага.....	19
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 5	
Визначення концентрації розчину об'ємним методом титрування.....	28
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 6	
Гідроліз солей.....	31
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 7	
Окисно-відновні реакції.....	37
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 8	
Електроліз солей.....	44
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 9	
Корозія металів і способи захисту від корозії.....	49
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 10	
Отримання фенол-формальдегідної смоли.....	53
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 11	
Якісний аналіз та властивості високомолекулярних матеріалів...	57

ВСТУП

Дані методичні вказівки складені відповідно до програми дисципліни «Хімія та електроматеріали» для студентів спеціальності «Телекомунікаційні системи та мережі» (ТСМ) з метою закріплення теоретичних знань з дисципліни та набуття практичних навичок роботи з хімічними речовинами та обладнанням.

Для того, щоб бути допущеним до виконання лабораторної роботи, студент зобов'язаний до неї підготуватися. Підготовка до лабораторної роботи включає:

– вивчення теоретичного матеріалу лекцій, додаткової літератури та методичних вказівок до лабораторних робіт, що відносяться до теми поточної лабораторної роботи;

– попереднє оформлення звіту з поточної лабораторної роботи на форматі А – 4; заготовка звіту з лабораторної роботи містить: титульний аркуш, мету, методику виконання роботи.

На занятті, перед виконанням лабораторної роботи, студент обов'язково проходить перевірку знань за тестовими завданнями, після чого виконує експериментальну частину лабораторної роботи, оформлює звіт, до якого включає висновки за кожним дослідом та загальні висновки за результатами виконаної роботи, після чого здає звіт викладачеві. Викладач зберігає за собою право співбесіди щодо виконання лабораторної роботи з кожним студентом.

ЗАСТЕРЕЖНІ ЗАХОДИ ПРИ РОБОТІ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ

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

2 Не захаращуйте свого робочого місця сторонніми предметами.

3 Для уникнення нещасних випадків заборонено проводити дослід, що не передбачені методичними вказівками.

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

5 Визначення запаху речовин робіть обережно, спрямовуючи рухом руки потік повітря від посудини до себе.

6 При нагріванні рідини не нахилийтесь над посудиною і не тримайте її отвором до себе або до того, хто працює поруч.

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

8 Всі реактиви повертайте після використання на попереднє місце.

9 Не допускайте змішування реактивів в 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 попаданні 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

Мета лабораторної роботи: визначення еквівалентної маси металу на підставі закону еквівалентів.

Закон еквівалентів: всі речовини реагують одна з одною в масових співвідношеннях, прямо пропорційних їх еквівалентним масам (або об'ємам):

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

де m_1, m_2 – маса реагуючих речовин, г ;

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

Еквівалентом елемента називають таку його кількість, яка з'єднується з одним молем атомів гідрогену або заміщує один моль атомів гідрогену в його сполуках.

Наприклад, у сполуках HBr , H_2S , PH_3 , CH_4 з одним молем атомів гідрогену з'єднується 1 моль атомів броміду, 1/2 моль атомів сульфуріду, 1/3 моль атомів фосфору, 1/4 моль атомів карбону, відповідно, еквівалент броміду, сульфуріду, фосфору та карбону дорівнює 1, 1/2, 1/3 та 1/4 моль.

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

У вищевказаних сполуках еквівалентні маси елементів складають, відповідно: для броміду – $79,9 \cdot 1 = 79,9 \text{ г/моль}$, для сульфуріду – $32 \cdot \frac{1}{2} = 16 \text{ г/моль}$, для фосфору – $31 \cdot \frac{1}{3} = 10,3 \text{ г/моль}$, для карбону – $12 \cdot \frac{1}{4} = 3 \text{ г/моль}$.

Еквівалентні маси складних речовин обчислюють за формулами

$$E_{m_{\text{окси́ду}}} = \frac{M_{\text{окси́ду}}}{\text{кількість атомів елемента} \cdot \text{валентність елемента}}, \quad (1.2)$$

$$E_{m_{\text{кислоти}}} = \frac{M_{\text{кислоти}}}{\text{кількість атомів гідрогену в кислоті}}, \quad (1.3)$$

$$E_{m_{\text{гідрокси́ду}}} = \frac{M_{\text{основи}}}{\text{кількість груп } OH^- \text{ у гідроксиді}}, \quad (1.4)$$

$$E_{m_{\text{со́лі}}} = \frac{M_{\text{со́лі}}}{\text{кількість атомів металу} \cdot \text{валентність металу}}, \quad (1.5)$$

де M – мольна маса сполуки, г/моль .

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

- 1) $H_2SO_4 + KOH = KHSO_4 + H_2O$;
- 2) $Mg(OH)_2 + HCl = MgOHCl + H_2O$;



У першому випадку еквівалентна маса сульфатної кислоти становить $E_{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{1} = \frac{98}{1} = 98 \text{ г/моль}$, тому що атоми калію заміщують 1 моль атомів гідрогену кислоти, у другому випадку еквівалентна маса магній гідроксиду становить $E_{m_{\text{Mg(OH)}_2}} = \frac{M_{\text{Mg(OH)}_2}}{1}$, тому що атом хлору заміщує одну гідроксидну групу OH^- , у третьому випадку еквівалентна маса сульфатної кислоти становить $E_{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль}$, тому що атоми калію заміщують 2 моль атомів гідрогену.

У випадку, коли в реакції бере участь газоподібна речовина, при розрахунках зручніше використовувати не еквівалентні маси, а еквівалентні об'єми газоподібних речовин. Еквівалентний об'єм – такий об'єм, який (за даних умов) займає 1 еквівалентна маса речовини.

Із закону Авогадро відомо, що 1 моль будь-якого газу займає об'єм 22,4 л (за н.у.). Тоді закон еквівалентів набуває вигляду

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

де V_0 – об'єм газу (за н.у.), л,

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

Оскільки молекули водню H_2 містять два атоми гідрогену, то вага 22,4 л водню складає 2 еквівалентні маси водню, тому еквівалентний об'єм водню E_{V_0} дорівнює 11,2 л/моль.

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

Розв'язання:

Із формули 1.6 відомо

$$\frac{m_{\text{me}}}{E_{m(\text{me})}} = \frac{V_{0(\text{H})}}{E_{V_0(\text{H})}}.$$

2 Враховуючи, що еквівалентний об'єм водню 11,2 л, запишемо

$$\frac{m_{\text{Me}}}{9} = \frac{3,36}{11,2};$$

звідки розраховуємо масу металу

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

1.1 Методика виконання роботи

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

Прилади та матеріали, необхідні для роботи

1 Прилад для визначення еквівалентної маси, складений з двох бюреток, з'єднаних гумовою трубкою.

2 Пробірка з газовідвідною трубкою.

3 Барометр.

4 Термометр.

5 Мірний циліндр об'ємом 10 мл.

6 Наважка металу (магнію, алюмінію або цинку).

7 Розчин хлоридної кислоти HCl , відношення $HCl:H_2O=1:1$.

Послідовність дій при виконанні роботи

1 Перевірте прилад на герметичність, для чого:

а) щільно закрийте пробірку і нижню бюретку пробками;

б) опустіть верхню бюретку до низу, спостерігайте за рівнем води в нижній бюретці.

Якщо прилад герметичний, то у перший момент при опусканні верхньої бюретки рівень води в нижній трохи знизиться, після чого залишиться незмінним. Якщо ж рівень води постійно знижується, прилад несправний та пропускає повітря.

2 Зніміть пробірку і встановіть рівень води в нижній бюретці приблизно на позначці «0».

3 Зніміть пробку з пробірки з газовідвідною трубкою. Відміряйте мірним циліндром 4 – 5 мл хлоридної кислоти HCl та вилийте її в пробірку.

4 На сухий бік пробірки помістіть вологий напіврозкритий паперовий пакет з наважкою металу (так, щоб не замочити

наважку кислотою). Щільно закрийте пробірку пробкою і приєднайте її до нижньої бюретки. Перевірте прилад на герметичність.

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

6 Приведіть наважку металу в контакт з кислотою. Спостерігайте за виділенням водню та витисканням води з бюретки.

7 Коли реакція скінчиться, дайте пробірці охолонути до кімнатної температури і знов приведіть воду в бюретках до одного рівня.

8 Запишіть рівень води після реакції в закритій бюретці.

9 Запишіть дані барометра та термометра.

Відображення результатів досліду

1 Маса металу, m_{me} 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. Тискмм 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, л, $V = V_1 - V_2$;

P – атмосферний тиск за умов досліду, кПа;

h – парціальний тиск водяної пари, кПа (таблиця 1.1);

P_0 – атмосферний тиск за н.у. (760 мм рт. ст. = 101,325 кПа);

T – температура за умов досліду, К.

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

$$\frac{m_{Me}}{E_{m(me)досл.}} = \frac{V_0}{11,2}.$$

3 Теоретичне значення еквівалентної маси металу, г/моль:

$$E_{m(me)теор.} = \frac{A}{B},$$

де A – атомна маса металу, $г/моль$;

B – валентність металу.

4 Обчислити відсоток похибки, %:

$$\%похибки = \frac{E_{m(досл.)} - E_{m(теор.)}}{E_{m(теор.)}} \cdot 100.$$

5 За результатами роботи зробити висновок.

Таблиця 1.1 – Тиск водяної пари (при різних температурах і тиску повітря 101,325 кПа), кПа

Температура, °C	Тиск, кПа	Температура, °C	Тиск, кПа	Температура, °C	Тиск, 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

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 2

Визначення молярної маси карбон діоксиду

Мета лабораторної роботи: визначити мольну масу карбон діоксиду (CO_2).

Для визначення молекулярної маси речовини в атомних одиницях маси (а.о.м.), звичайно, знаходять чисельно рівну їй мольну масу речовини, виражену в грамах на моль ($г/моль$).

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 постійна, *Дж/моль К* ($R = 8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$);
 T – температура, *К*.

Відомо, що кількість речовини, *моль*,

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

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

Тоді формула 2.1 набуває вигляду

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

Звідки молярна маса газу, *г/моль*,

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

В даній роботі в одному й тому ж об'ємі (колбі) зважуємо спочатку повітря, а потім карбон діоксид (CO_2). Тому формула 2.3 набуває вигляду

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

де m_{CO_2} – маса карбон діоксиду, *г*;

$m_{нов.}$ – маса повітря, *г*;

M_{CO_2} – молярна маса карбон діоксиду, *г/моль*;

$M_{нов.}$ – молярна маса повітря, *г/моль*.

Звідки молярна маса карбон діоксиду складає, *г/моль*,

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

2.1 Методика виконання роботи

Прилади та матеріали, необхідні для роботи

- 1 Апарат Кіппа для отримання карбону діоксиду.
- 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.

Послідовність дій для виконання роботи

- 1 Зважити на технохімічних вагах суху колбу.
- 2 Протягом 2 – 3 хв заповнювати колбу карбон діоксидом з апарату Кіппа, опускаючи газовідвідну трубку до дна колби. Потім повільно витягнути газовідвідну трубку з колби, не вимикаючи апарат Кіппа, закрити колбу пробкою і закрити кран на апараті Кіппа.
- 3 Заповнену карбон діоксидом колбу знову зважити.
- 4 Визначити об'єм колби, для чого заповнити її водою до пробки, а об'єм води виміряти мірним циліндром.
- 5 Виміряти тиск та температуру повітря.

Відображення результатів досліду

- 1 Маса колби з повітрям (*A*)г
- 2 Маса колби з карбон діоксидом (*B*)г
- 3 Об'єм колбил
- 4 Температура повітря°C
- 5 Тиск повітрямм рт. ст.

Обчислення результатів досліду

- 1 Обчислити молярну масу карбон діоксиду M_{CO_2} , г/моль:

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

де *B* – маса колби з карбон діоксидом, г;

A – маса колби з повітрям, г;

R – універсальна газова постійна, Дж/моль К ($R = 8,314 \text{ Дж / моль} \cdot \text{К}$);

T – температура повітря за умов досліду, К;

P – тиск повітря за умов досліду, кПа;

V – об'єм колби, л;

$M_{пов.}$ – мольна маса повітря, г/моль ($M_{пов.} = 29 \text{ г / моль}$).

2 Обчислити похибку, %:

$$\%похибки = \frac{E_{m(досл.)} - E_{m(теор.)}}{E_{m(теор.)}} \cdot 100.$$

За результатами лабораторної роботи зробити висновок.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 3

Будова атома

Мета роботи: вивчити будову атома, його ядра та електронних оболонок; вивчити закономірності будови електронних оболонок; розрахувати енергію кванта при зворотному переході електронів в атомах деяких елементів із нормального стану в збуджений.

Атом є складним утворенням, що складається з найменших структурних одиниць. Згідно з планетарною ядерною моделлю будови атома, в центрі його розташовано позитивно заряджене ядро, в якому сконцентрована переважна частка маси атома, а навколо ядра за визначеними стаціонарними орбітами обертаються негативно заряджені електрони, тому, в цілому, атом заряду не має і є електронейтральним.

Згідно протон-нейтронною моделлю будови ядра, ядро також є складним утворенням, що містить позитивно заряджені протони та електронейтральні нейтрони.

Кількість протонів в ядрі атома і електронів навколо ядра дорівнює порядковому номеру елемента в періодичній системі, а кількість нейтронів визначається, як різниця між атомною масою елемента та кількістю протонів в ядрі. Атоми, що мають однаковий заряд ядра (однакову кількість протонів), але різну атомну масу, називають *ізотопами*.

Хімія вивчає склад, будову та перетворення речовин. При хімічних перетвореннях зміни відбуваються тільки в електронній структурі атома, в той час, як склад ядра залишається незмінним.

Електроном називають елементарну частку з дуже малою масою ($m_e = 9,1995 \cdot 10^{-28} \text{ з}$) і великою швидкістю руху. Електрон має

подвійну природу і виявляє властивості як частки, так і хвилі. Як частка він виявляє свої властивості, як ціле (має масу), а в ролі хвилі виявляє такі властивості, як дифракція та інтерференція.

Стан електрона в атомі характеризує чотири квантових числа:

1 Головне квантове число n характеризує енергетичний стан електрона на різних рівнях, вказує на розмір електронної хмари і може набувати значення $n = 1, 2, 3, \dots, 7$. На першому енергетичному рівні енергія електрона є мінімальною.

2 Орбітальне квантове число l (побічне) дає енергетичну характеристику стану електронів на різних енергетичних підрівнях і характеризує форму електронної хмари. Орбітальне число електрона набуває цілих значень: $l = n - 1$. Цифровим значенням орбітального квантового числа (підрівнів) відповідають позначення літерами:

$$l = 0, 1, 2, 3$$

$$l = s, p, d, f.$$

Електрони s -підрівня називають s -електронами (s -орбіталі), їх електронна хмара має форму кулі; електрони p -підрівня – p -електрони (p -орбіталі), їх електронна хмара має вигляд «гантелі»; d - і f -електронні хмари мають більш складні форми.

3 Магнітне квантове число m характеризує орієнтацію електронної хмари в просторі під дією магнітного поля і набуває позитивних та негативних значень в межах від « $-l$ » до « $+l$ » (кількість значень дорівнює кількості положень і становить $m = 2l + 1$).

4. Спінове квантове число s характеризує обертання електрона відносно власної осі та набуває тільки двох значень: $m_s = \pm \frac{1}{2}$.

Наприклад, електрони третього енергетичного рівня характеризуються значеннями квантових чисел:

$$n = 3;$$

$$l = 0, 1, 2;$$

$$m = 0; m = -1, 0, +1; m = -2, -1, 0, +1, +2;$$

$$m_s = \pm \frac{1}{2}.$$

Стан електрона в багатоелектронних атомах визначає принцип Паулі:

в атомі неможливе існування двох електронів, які мали б однаковий набір всіх чотирьох квантових чисел.

На основі принципу Паулі визначають, максимальну кількість електронів на енергетичних рівнях за формулою

$$N = 2n^2,$$

де n – значення головного квантового числа.

Кількість підрівнів на кожному з рівнів дорівнює номеру рівня: так, другий енергетичний рівень складається з двох підрівнів – s і p ; четвертий енергетичний рівень має чотири підрівні – s , p , d і f .

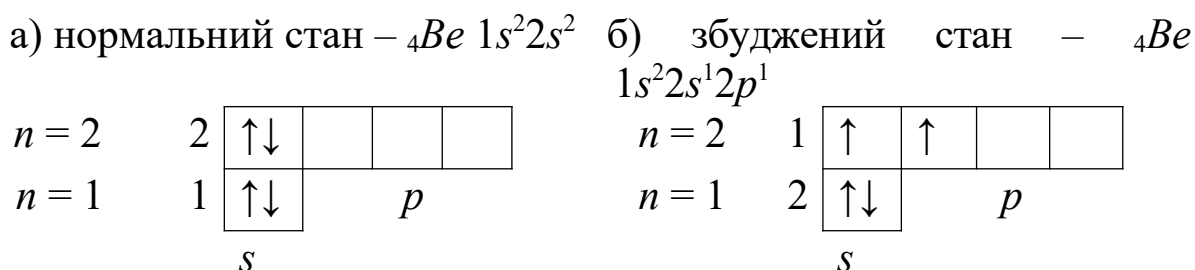
Підрівень s містить одну s -орбіталь, що відповідає одному значенню магнітного квантового числа ($m = 0$); підрівень p – три орбіталі ($m = +1, 0, -1$); підрівень d – п'ять орбіталей ($m = -2, -1, 0, +1, +2$) і т.д. На кожній з орбіталей може розташуватись не більше двох електронів з протилежними спінами, тому p -орбіталі будь-якого рівня не можуть містити більше шести електронів, f -орбіталі – більше 14.

Найбільш стійкому стану електрона в атомі відповідає мінімально можливе значення його енергії. Інший стан електрона стає збудженим (нестійким).

Загальну закономірність розміщення електронів в атомі на енергетичному підрівні визначає *правило Гунда (Хунда)*:

в межах підрівня електрони прагнуть розташуватись так, щоб зайняти максимальну кількість вільних орбіталей і мати максимальне значення сумарного спіну.

Електронна і електронно-графічна формули атому берилію мають вигляд



Валентність елемента визначається кількістю неспарених електронів в атомі в нормальному або збудженому станах. Наприклад, електронна формула хлору ${}_{17}\text{Cl} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. В

нормальному стані валентність хлору дорівнює 1, що видно з електронно-графічної формули (рисунок 3.1). У стані першого збудження розпадається одна пара p -електронів і один електрон з p -орбіталі переходить на вільну d -орбіталь, валентність атома хлору стає рівною III (електронна формула ${}_{17}^*Cl - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 3d^1$). Аналогічно розпадається друга p -електронна пара – друге збудження (${}_{17}^*Cl - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^2$) і s -електронна пара – третє збудження (${}_{17}^*Cl - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^3$). Тобто в стані третього збудження в атомі хлору кількість неспарених електронів стає максимальною і дорівнює семи, тому максимальна валентність хлору VIII відповідає стану повного збудження, а елемент *хлор* розміщений у VII групі періодичної системи елементів).

n = 3									
s	p			d					
↑↓	↑↓	↑↓	↑						нормальний стан
↑↓	↑↓	↑	↑	↑					стан першого збудження
↑↓	↑	↑	↑	↑	↑				стан другого збудження
↑	↑	↑	↑	↑	↑	↑			стан третього збудження

Рисунок 3.1 – Графічне зображення розподілу електронів на третьому енергетичному рівні атома хлору

Послідовність заповнення електронних орбіталей в атомі підпорядковується *правилу Клечковського*:

1) при збільшенні заряду ядра атома послідовність заповнення електронних орбіталей відбувається в напрямку від орбіталей з меншим значенням суми головного і орбітального квантових чисел $n+l$ до орбіталей з більшим значенням суми $n+l$.

Наприклад, для $3d$ -орбіталей ($n = 3, l = 2$) сума $n+l=5$, а для $4s$ -орбіталі ($n = 4, l = 0$) сума $n+l=4$, звідки, $4s$ -підрівень повинен заповнюватись раніше підрівню $3d$;

2) при однакових значеннях суми $n+l$ заповнення орбіталей відбувається послідовно, в напрямку збільшення значення головного квантового числа n .

Наприклад, якщо $n+l = 5$, то спочатку повинен заповнюватись підрівень $3d$ ($n = 3$), потім – $4p$ ($n = 4$), і

наприкінці – підрівень 5s ($n = 5$). Так, електронній будові атома скандію відповідає електронна формула ${}_{21}\text{Sc} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$.

Розміщення елементів в періодичній системі відповідає будові електронних оболонок їх атомів. У свою чергу, будова електронних оболонок атома елемента визначається зарядом його ядра, що визначає властивості елементів та їх сполук. В цьому полягає сутність сучасного уявлення про *періодичний закон Д.І. Менделєєва*:

властивості елементів та їх сполук знаходяться в періодичній залежності від зарядів ядер їх атомів.

Більшість атомів в збудженому стані має різне забарвлення. Наприклад, гідратовані іони мангану Mn^{2+} безбарвні, іони Mn^{6+} – зелені, іони Mn^{7+} – фіолетові. Іони деяких металів надають полум'я різних кольорів.

Більшість солей лужних або лужноземельних металів не мають забарвлення, але при нагріванні вони забарвлюють полум'я в різні кольори, що пояснюється тим, що енергія іонізації даних металів невелика і зворотний перехід збуджених електронів до нормального стану супроводжується виділенням квантів енергії, частоти яких відповідають видимій часті спектра.

Енергію кванта електромагнітного випромінювання при переході електрона, можна визначити за формулою М. Планка, *Дж*,

$$E = h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

де h – постійна Планка, *Дж·с* ($h = 6,626 \cdot 10^{-34}$ *Дж·с*);

ν – частота коливань випромінювання, с^{-1} ;

c – швидкість світла в вакуумі, м/с ($c = 3 \cdot 10^8$ м/с);

λ – довжини хвилі випромінювання, м .

У таблиці 3.1 наведені спектральні чуттєві лінії, притаманні переходу електронів деяких металів.

Таблиця 3.1 – Спектри електромагнітного випромінювання деяких елементів

№№	Довжина хвилі	Елемент	Колір
1	$4,05 \cdot 10^{-7}$	калій	фіолетовий
2	$4,61 \cdot 10^{-7}$	стронцій	синій

3	$5,15 \cdot 10^{-7}$	купрум	зелений
4	$5,53 \cdot 10^{-7}$	барій	жовто-зелений
5	$5,58 \cdot 10^{-7}$	барій	жовтий
6	$6,80 \cdot 10^{-7}$	стронцій	червоний

Приклад. Визначити енергію кванта, що випромінює електрон, якщо калій забарвлює полум'я в червоний колір.

Розв'язання. За даними таблиці 3.1 визначаємо довжину хвилі червоного спектра калію – $7,6 \cdot 10^{-7} \text{ м}$.

Звідси визначаємо енергію кванта при переході електрону в атомі калію в збуджений стан

$$E = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{7,6 \cdot 10^{-7}} = 2,6 \cdot 10^{-19} \text{ Дж}.$$

3.1 Методика виконання роботи

Прилади та матеріали, необхідні для роботи

- 1 Ніхромовий дріт.
- 2 Сухе пальне.
- 3 Хлоридна кислота HCl .
- 4 Купрум (II) сульфат $CuSO_4$.
- 5 Стронцій (II) хлорид $SrCl_2$.
- 6 Барій сульфат $BaSO_4$.

Послідовність дій для виконання роботи

Заздалегідь очистити закріплений в скляній трубці ніхромовий дріт і промити декілька разів хлоридною кислотою, після чого прожарити дріт до повного зникнення забарвлення полум'я.

Дослід 1. Забарвлення полум'я іонами купруму (II).

Підготовлений ніхромовий дріт розжарити в полум'ї і доторкнутися до подрібненої в порошок солі міді (або опустити в її концентрований розчин). Внести до полум'я дріт з часточками солі, що прилипли. Спостерігати характерне зелене забарвлення полум'я.

Розрахувати енергію кванта.

Дослід 2. Забарвлення полум'я іонами стронцію (II).

Очистити дріт зануренням його у хлоридну кислоту і сильним подальшим розжаренням, захопити ним трохи

подрібненої солі стронцію (або занурити дріт у розчин солі). При внесенні у полум'я дроту спостерігати характерне забарвлення полум'я іонами стронцію (II) у карміново-червоний колір.

Розрахувати енергію кванта.

Дослід 3. Забарвлення полум'я іонами барію.

Аналогічно провести дослід із сіллю барію. Йони барію забарвлюють полум'я у жовто-зелений колір.

Розрахувати енергію кванта.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 4

Хімічна кінетика та хімічна рівновага

Мета роботи: вивчення кінетики хімічних процесів, встановлення закономірностей впливу на швидкість гомогенної хімічної реакції концентрації реагуючої речовини; вивчення хімічної рівноваги та факторів, що впливають на її зміщення.

Швидкістю хімічної реакції в гомогенній системі називають зміну концентрації деякої речовини, що вступає до реакції або утворюється під час реакції, яка відбувається за одиницю часу. Математичний вираз швидкості гомогенної хімічної реакції:

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

де n – кількість реагуючої речовини, *моль*;

V – об'єм, *л*;

τ – час, *с*;

але концентрація речовини складає, *моль/л*:

$$\frac{n}{V} = C, \text{ звідки } \frac{\Delta n}{V} = \Delta C,$$

тоді вираз швидкості реакції можна записати так, *моль/с*:

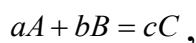
$$V_{\text{гом}} = \frac{\Delta C}{\Delta \tau}, \quad (4.2)$$

4.1 Вплив концентрації на швидкість гомогенних хімічних реакцій

Відомо, що необхідною умовою для перебігу хімічної реакції є зіткнення молекул. Кількість зіткнень між молекулами зростає з підвищенням концентрації молекул реагуючих речовин. Залежність швидкості від концентрації реагентів визначається за законом діяння мас (ЗДМ):

при постійній температурі швидкість хімічної реакції прямо пропорційна концентрації реагуючих речовин у степені, що дорівнює коефіцієнту перед формулою даної речовини в рівнянні реакції (стехіометричному коефіцієнту).

Для реакції, що має загальний вигляд



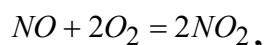
швидкість реакції, за ЗДМ, має вигляд, моль/с:

$$V = k[A]^a[B]^b, \quad (4.3)$$

де k – константа швидкості реакції, постійна величина для даної хімічної реакції, значення якої залежить від природи реагуючих речовин та температури;

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

Розглянемо реакцію



для якої швидкість реакції має вигляд

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

Якщо молярні концентрації (C_m) кожної з реагуючих речовин дорівнюють 1 моль/л, то константа швидкості реакції стає рівною швидкості реакції

$$k = V.$$

Закон діючих мас є основним теоретичним положенням хімічної кінетики та хімічної рівноваги.

4.2 Вплив температури на швидкість гомогенних хімічних реакцій

Для того, щоб хімічна реакція відбулася, тобто для утворення молекул нових сполук необхідно спочатку розірвати та послабити зв'язок між атомами в молекулах початкових речовин, умовою чого є необхідність витрати визначеної енергії. Якщо молекули під час зіткнення мають низьку енергію, то утворення нової молекули не відбувається.

Енергія, яку повинні мати молекули початкових речовин, щоб їх зіткнення призвело до утворення нової речовини, має назву *енергії активації* даної реакції, а молекули, що мають таку енергію, називаються *активні молекули*.

З підвищенням температури кількість активних молекул зростає, а швидкість реакції збільшується. Залежність швидкості реакції від температури характеризує *правило Вант-Гоффа*:

з підвищенням температури на 10 градусів швидкість реакції збільшується в 2-4 рази.

Швидкість хімічної реакції після підвищення температури, моль/с, складає

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

де V_{t_1} – початкова швидкість реакції, моль/с;

γ – температурний коефіцієнт реакції, тобто показує, у скільки разів збільшується швидкість реакції з підвищенням температури реагуючих речовин на 10 °С;

t_1 – початкова температура, °С;

t_2 – температура після підвищення, °С.

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

Розв'язання. Позначимо швидкість реакції при 20 і при 50 °С відповідно, як V і V' , тоді за правилом Вант-Гоффа

$$\frac{V'}{V} = 3^{\frac{50-20}{10}} = 27.$$

Швидкість реакції збільшується в 27 разів.

4.3 Хімічна рівновага в гомогенних реакціях

Хімічні реакції можна поділити на дві групи: оборотні та необоротні. Необоротні реакції перебігають до кінця – тобто до повної витрати однієї з реагуючих речовин.

Оборотні реакції, залежно від зовнішніх умов (температура, тиск), можуть перебігати як у прямому, так і у зворотному напрямках. Реакції, що відбуваються в напрямку зліва направо, мають назву прямих, а реакції, що перебігають справа наліво – зворотних. Знак рівності « \rightleftharpoons » у реакції замінюють знаком оборотності: « \rightleftharpoons » або « \leftrightarrow ».

Наприклад, азот та водень реагують між собою з утворенням амоніаку за рівнянням



Згідно з ЗДМ (4.3), швидкість прямої реакції V_1 та зворотної реакції V_2 відповідно дорівнюють

$$\begin{aligned} V_1 &= k_1[N_2][H_2]^3; \\ V_2 &= k_2[NH_3]^2. \end{aligned}$$

За деякий час швидкість прямої реакції V_1 , зменшиться, а зворотної реакції V_2 зросте так, що ці швидкості стануть рівними. Стан оборотного процесу, при якому швидкості прямої та зворотної реакції рівні, має назву динамічної рівноваги.

Тобто, якщо $V_1 = V_2$, то

$$k_1[N_2][H_2]^3 = k_2[NH_3]^2,$$

звідки виражаємо константу рівноваги, як відношення констант швидкості прямої та зворотної реакції

$$k = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3},$$

Константа швидкості є постійною при постійній температурі.
У загальному випадку, для реакції



константа рівноваги має вигляд

$$k = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}. \quad (3.5)$$

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

Вплив різних факторів на зміщення хімічної рівноваги в рівноважних системах визначає *принцип Ле Шательє*:

якщо змінити одну з умов перебування системи у рівновазі (тиск, концентрацію або температуру), то хімічна рівновага системи зміститься в напрямку протидії проведеної зміни.

Принцип Ле Шательє дає можливість передбачати зміни в рівноважних системах під впливом зовнішніх умов.

Висновки з принципу Ле Шательє:

1) збільшення концентрації одної 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;

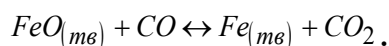
2) збільшення температури зміщує рівновагу в бік ендотермічної реакції. Зменшення температури зміщує рівновагу в бік екзотермічної реакції;

3) збільшення тиску зміщує рівновагу в бік реакції, що відбувається зі зменшенням об'єму газоподібних речовин. Навпаки, зменшення тиску викликає зміщення рівноваги в бік реакції, яка супроводжується збільшенням загальної кількості молей газу.

4.4 Реакції у гетерогенних системах

Особливістю реакцій у гетерогенних системах є те, що вони відбуваються на поверхні розділу двох середовищ (фаз) і швидкість реакції збільшується зі збільшенням поверхні реагуючих фаз. При постійній дисперсності (роздрібненні) твердої речовини, тобто при постійній площі її поверхні, швидкість реакції змінюється залежно від концентрації розчиненої або газоподібної речовини, яка бере участь у даній реакції.

Розглянемо реакцію відновлення ферум (II) оксиду карбон (II) оксидом



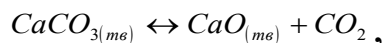
Швидкість прямої та зворотної реакції у даному випадку, відповідно

$$\begin{aligned} V_1 &= k_1[CO], \\ V_2 &= k_2[CO_2]. \end{aligned}$$

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

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

Для реакції розкладання кальцію карбонату (вапняку)



константа рівноваги має вигляд

$$k = [CO_2].$$

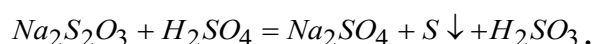
4.5 Методика виконання роботи

Прилади та матеріали, необхідні для роботи

1 Штатив з мікропробірками.

- 2 Секундомір.
- 3 Розчин натрій тіосульфату $Na_2S_2O_3$.
- 4 Розчин сульфатної кислоти H_2SO_4 .
- 5 Дистильована вода.
- 6 Розбавлений і концентрований розчини ферум трихлориду $FeCl_3$ й калій роданіду $KCNS$.
- 7 Кристалічний калій хлорид KCl .

Дослід 1. Вплив концентрації на швидкість хімічної реакції.
 Реакція взаємодії натрію тіосульфату з сульфатною кислотою відбувається за рівнянням



В ході реакції утворюється вільна сірка, вона викликає помутніння розчину, що дозволяє легко стежити за перебігом реакції. Початком реакції є момент змішування розчинів, а кінцем – момент початку помутніння розчину.

Послідовність дій при виконанні досліду

1 Приготувати у трьох мікропробірках розчин натрій тіосульфату:

у першу мікропробірку внести чотири краплі розчину натрій тіосульфату $Na_2S_2O_3$ та вісім крапель дистильованої води,

у другу – вісім крапель розчину натрій тіосульфату $Na_2S_2O_3$ та чотири краплі дистильованої води,

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

Розчини в пробірках обережно збовтати.

Таким чином, об'єм розчинів у кожній з мікропробірок однаковий, а концентрація розчинів – різна, відношення концентрацій складає 1:2:3.

2 В першу мікропробірку додати з крапельниці одну краплю сульфатної кислоти, струснути та увімкнути секундомір. Виміряти час до появи помітного помутніння розчину (опалесценції).

3 Аналогічну дію виконати в другий та третій пробірках.

4 Отримані дані занести до таблиці 4.1.

Таблиця 4.1 – Дані для розрахунку швидкості реакції

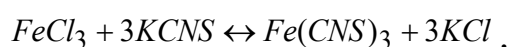
№ №	Об'єм розчину, краплі		Сумарний об'єм розчину, краплі	H_2SO_4 , краплі	Час до появи помутніння, τ, c	Відносна швидкість реакції, $V = \frac{1 \cdot 100}{\tau}$
	$Na_2S_2O_3$	H_2O				
1	4	8	12	1		
2	8	4	12	1		
3	12	0	12	1		

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 реагуючої речовини на зміщення хімічної рівноваги.

Дослідити, як зміна концентрації реагуючої речовини впливає на зміщення хімічної рівноваги, зручно на прикладі кольорової оборотної реакції взаємодії ферум трихлориду з калій роданідом, процес перебігає за схемою



Забарвлення розчинів:

- ферум трихлориду $FeCl_3$ – жовте,
- ферум трироданіду $Fe(CNS)_3$ – червоне,
- калій роданіду $KCNS$ – безбарвне,
- калій хлориду KCl – безбарвне.

Завдяки різному забарвленню розчинів можливо простежити, в який бік зміщується рівновага при зміні концентрації реагуючої речовини – в бік продуктів реакції (вправо) або в бік початкових речовин (вліво).

Послідовність дій при виконанні досліду

1 В чотири мікропробірки внести по п'ять крапель розбавлених розчинів ферум трихлориду $FeCl_3$ та калій роданіду $KCNS$; пробірки обережно струсити.

Одну з мікропробірок залишити, як еталон.

2 В три мікропробірки з розчином світло-червоного кольору додати:

- в першу – одну краплю концентрованого розчину $FeCl_3$;

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

Пробірки обережно струсити.

Порівняти інтенсивність забарвлення одержаних розчинів із забарвленням еталону.

3 Зробити висновок: як змінюється забарвлення розчину при додаванні кожного з реактивів, від чого відбувається така зміна, в який бік зміщується рівновага при додаванні кожної з трьох речовин і чому рівновага зміщується.

4 Записати формулу константи рівноваги розглянутої реакції.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 5

Визначення концентрації розчину об'ємним методом титрування

Мета роботи: вивчення способів виразу концентрації розчинів, встановлення концентрації розчину об'ємним методом (методом титрування).

Розчином називається однорідна система, що складається з двох або більш компонентів. Розчинністю речовини називається така її маса, що припадає на 100 г розчинника в насиченому розчині.

Важливою характеристикою розчину є його концентрація, яку можна виразити у різний спосіб.

Основні способи виразу концентрації розчину:

- 1) масова частка – 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) молярна концентрація (молярність) – 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 об'ємі розчину 1 *мл*, *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_2, N_1 – еквівалентна концентрація розчинів, *моль/л*.

Кількісний аналіз речовини можна виконати різними методами: ваговим, об'ємним та ін.

Об'ємний метод визначення концентрації розчину, порівняно з іншими, є одним з найзручніших та простих. Основним прийомом об'ємного аналізу є титрування, сутність якого полягає в тому, що до точно відміряного об'єму розчину речовини, концентрація якого не відома, додають з бюретки по краплях, постійно перемішуючи, розчин відомої концентрації, до досягнення точки еквівалентності.

Точку еквівалентності встановлюють за зміною забарвлення індикатора (фенолфталеїну, лакмусу, метилоранжу), яка відбувається при незначному надлишку кислоти або луги.

Розчини, концентрація яких точно відома, мають назву титрованих.

5.1 Методика виконання роботи

Прилади та матеріали, необхідні для роботи

- 1 Бюретка, закріплена на штативі.
- 2 Лійка.
- 3 Мірний циліндр.
- 4 Мірна колба об'ємом 100 мл.
- 5 Конічні колби, 4 шт.
- 6 Титрований розчин сульфатної кислоти H_2SO_4 з нормальною концентрацією 0,1 моль/л.
- 7 Натрій карбонат безводний Na_2CO_3 (сода).
- 8 Дистильована вода.
- 9 Метилоранж.

В даній лабораторній роботі встановлюють концентрацію розчину соди (натрій карбонату) Na_2CO_3 об'ємним методом титрування за допомогою титрованого розчину сульфатної кислоти H_2SO_4 . При титруванні відбувається реакція



Титрування здійснюється в присутності індикатора метилоранжу, забарвлення якого в точці еквівалентності перейде від жовтого до рожевого.

Приготування розчину соди

- 1 Отримати від викладача наважку соди Na_2CO_3 .
- 2 Наважку соди без втрат перенести в мірну колбу об'ємом 100 мл.
- 3 Наповнити мірну колбу дистильованою водою приблизно до середини та перемішати до повного розчинення кристалів соди.
- 4 Довести об'єм розчину в колбі до 100 мл, для чого додати 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 по краплях.

- 1 Вставити лійку в бюретку і налити через неї розчин сульфатної кислоти вище позначки «0».
- 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 позначки «0».

Визначення концентрації розчину соди

1 Відміряти мірним циліндром 10 мл виготовленого розчину соди Na_2CO_3 , перенести в конічну колбу для титрування і додати дві краплі метилоранжу.

2 Додавати до розчину соди повільно, по краплях, постійно перемішуючі, розчин сульфатної кислоти з концентрацією 0,1 N. Зупинити титрування при зміні забарвлення розчину з жовтого на рожеве (точка еквівалентності). Повторити титрування три рази і, якщо результати двох титрувань відрізняються не більше ніж на 0,1 мл, записати середню цифру («а» мл).

3 Розрахувати нормальність розчину соди і його титр.

Для визначення нормальної концентрації розчину соди скористаємося співвідношенням

$$V_c \cdot N_c = V_k \cdot N_k,$$

де V_c, V_k – об'єм розчину соди і сульфатної кислоти відповідно, мл,
 N_c, N_k – нормальність розчину соди і сульфатної кислоти відповідно, моль/л.

Нормальна (еквівалентна) концентрація розчину соди, моль/л,

$$N_c = \frac{V_k \cdot N_k}{V_c}.$$

Титр розчину соди, г/мл,

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

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

4 Записати висновок.

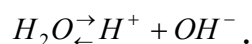
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 6

Гідроліз солей

Мета роботи: дослідити гідроліз деяких солей, встановити характер середовища їх розчинів, встановити залежність ступеня гідролізу від умов, що впливають на стан рівноваги гідролізу.

Відомо, що розчини середніх солей мають лужну, кислу або нейтральну реакцію, хоча їхні формули не містять ані гідроген-катіонів H^+ , ані гідроксид-іонів OH^- , що пояснюється хімічною взаємодією іонів солей з водою. Взаємодія іонів солі з водою, що приводить до утворення слабкого електроліту, має назву *гідролізу*. При гідролізі солі зміщується іонна рівновага дисоціації води, результатом чого стає те, що розчини більшості солей мають кислу або 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:

Тип солі	Основа	Кислота
<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 та ін.), гідролізу не піддаються, тому що іони таких солей не з'єднуються з гідроген-катіонами H^+ і гідроксид-іонами OH^- води. В даному випадку рівновага дисоціації $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ не порушується і розчини таких солей залишаються нейтральними (водневий показник $pH \approx 7$).

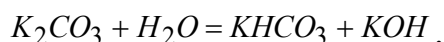
В реакцію гідролізу вступають:

1) солі типу II, утворені сильною основою і слабкою кислотою (Na_2CO_3 , KCN , Na_2S та ін.). Реакція середовища таких розчинів лужна ($pH > 7$), внаслідок накопичення гідроксид-іонів OH^- із води (гідроген-катиони H^+ води зв'язуються в слабкий електроліт (HCN , HCO_3^- і т.п.).

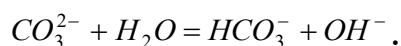
Розглянемо гідроліз розчину калій карбонату K_2CO_3 :

За I ступенем гідролізу карбонат-іон CO_3^{2-} приєднує один гідроген-катион H^+ води.

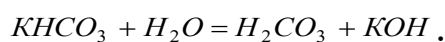
Реакція гідролізу в молекулярному вигляді



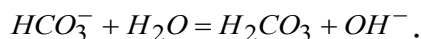
В іонному вигляді



За II ступенем. Реакція гідролізу в молекулярному вигляді



В іонному вигляді



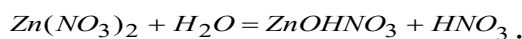
У розчині накопичуються гідроксид-іони OH^- води, що обумовлює лужну реакцію середовища $pH > 7$.

2) солі III типу, утворені слабкою основою і сильною кислотою ($ZnCl_2$, $Al(NO_3)_3$, $Fe_2(SO_4)_3$ та ін.).

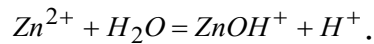
Реакція середовища розчинів таких солей кисла ($pH < 7$), внаслідок накопичення гідроген-катионів H^+ з води, а гідроксид-іони OH^- води зв'язуються в слабкі електроліти, такі як $(ZnOH)^+$, $Zn(OH)_2$, $(AlOH)^{2+}$, $(Al(OH)_2)^+$, $Al(OH)_3$.

Розглянемо гідроліз розчину цинк нітрату $Zn(NO_3)_2$.

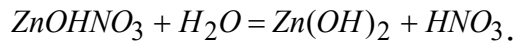
I ступінь. У молекулярному вигляді



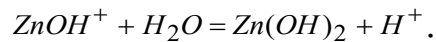
В іонному вигляді



II ступінь. У молекулярному вигляді



В іонному вигляді



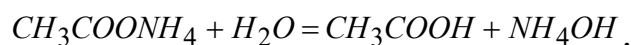
У розчині відбувається накопичення гідроген-катионів H^+ води, що надає розчину кислої реакції, $\text{pH} < 7$.

Гідроліз солей з багатовалентними аніонами і багатовалентними катіонами при звичайній температурі, в основному, протікає за першим ступенем. При нагріванні і сильному розведенні реакція може проходити з утворенням продуктів другого і третього ступенів гідролізу. За першим ступенем гідролізу утворюються відповідно кислі й основні солі;

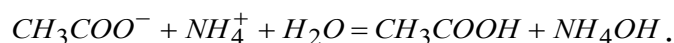
3) солі IV типу, утворені слабкою основою та слабкою кислотою (Cr_2S_3 , $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$, $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ та ін.). Реакція середовища таких розчинів залежить від відносної сили утворених при гідролізі основи та кислоти, тому може бути як кислою, так і лужною або нейтральною.

Розглянемо гідроліз розчину амоніак ацетату $\text{CH}_3\text{COONH}_4$.

У молекулярному вигляді



В іонному вигляді



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

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

Кількісною характеристикою процесу гідролізу є *ступінь гідролізу* (α). Ступенем гідролізу солі називають 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 більше значення ступеню гідролізу.

Здатність солі піддаватися гідролізу характеризує константа гідролізу солі K_2 . Чим більше значення K_2 , тим більший ступінь гідролізу (за умов однакових температур та концентрацій солей).

Для рівняння гідролізу солі калію карбонату K_2CO_3 за I ступенем константа гідролізу має вигляд

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

6.1 Методика виконання роботи

Прилади та матеріали, необхідні для роботи

- 1 Штатив з мікропробірками.
- 2 Дистильована вода H_2O .
- 3 Кристалічні солі: натрій карбонат (сода) Na_2CO_3 ,
алюміній сульфат $Al_2(SO_4)_3$,
натрій хлорид $NaCl$,
натрій ацетат CH_3COONa .
- 4 Розчини солей: натрій карбонату (соди) Na_2CO_3 ,
алюміній сульфату $Al_2(SO_4)_3$,
бісмут трихлориду $BiCl_3$.
- 5 Індикатори: фенолфталеїн,
метилоранж,
лакмусовий папір.
- 6 Розчин хлоридної кислоти HCl , розведення 1 : 1.

6.1.1 Дослідження характеру середовища розчинів різних типів солей

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

У мікропробірці розчинити один мікрошпатель кристалів натрій карбонату (соди) Na_2CO_3 у п'яти – шести краплях дистильованої води, додати до розчину одну – дві 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 й сильною кислотою.

У мікропробірці розчинити один мікрошпатель кристалів алюміній сульфату $Al_2(SO_4)_3$ у п'яти – шести краплях дистильованої води, додати до розчину одну – дві краплі метилоранжу.

На підставі забарвлення розчину вказати реакцію середовища, відзначити pH розчину алюміній сульфату. 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, утворені слабкою кислотою і слабкою основою піддаються повному гідролізу, тому не можуть існувати у водних розчинах.

У мікропробірку до шести – восьми крапель алюміній сульфату $Al_2(SO_4)_3$ додати таку ж кількість крапель розчину натрій карбонату $Na_2(CO_3)_3$. Утворений алюміній карбонат $Al_2(CO_3)_3$ відразу ж піддається гідролізу, при цьому випадає осад алюміній гідроксиду $Al(OH)_3$ та виділяються бульбашки карбон діоксиду CO_2 .

Складіть рівняння реакції іонного обміну між розчинами натрій карбонату $Na_2(CO_3)_3$ та алюміній сульфату $Al_2(SO_4)_3$. Напишіть рівняння повного гідролізу алюміній карбонату $Al_2(CO_3)_3$ в молекулярному й іонному вигляді.

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

У двох мікропробірках розчинити по одному мікрошпателю кристалів натрій хлориду $NaCl$ у п'яти – шести краплях

дистильованої води. Додати до одної мікропробірки дві краплі метилоранжу, а до другої – дві краплі фенолфталеїну. Помітити забарвлення індикаторів у розчинах, встановити реакцію середовища та її pH . Зробити висновок, чи піддається сіль натрій хлорид $NaCl$ гідролізу.

6.1.2 Фактори, що впливають на ступінь гідролізу солей

Дослід 1. Вплив температури на ступінь гідролізу.

У мікропробірці розчинити два – три мікрошпателі натрій ацетату CH_3COONa у п'яти – шести краплях дистильованої води, додати до розчину одну – дві краплі фенолфталеїну. Помітити забарвлення розчину. Нагріти розчин, помістивши мікропробірку до водяної бані, нагрітої до кипіння. Помітити зміну забарвлення розчину. Написати в молекулярному й іонному вигляді рівняння гідролізу натрій ацетату CH_3COONa . Зробити висновок про вплив нагрівання на ступінь гідролізу даної солі, вказати, як зміщується рівновага гідролізу.

Дослід 2. Вплив розведення на ступінь гідролізу солі.

У мікропробірку внести дві – три 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, по краплях, додати воду до випадіння білого осаду основної солі бісмут дигідроксид хлориду $Bi(OH)_2Cl$. Додати до осаду по краплях хлоридну кислоту HCl до повного його розчинення, а потім знов додавати воду до появи осаду.

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

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 7

Окисно-відновні реакції

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

Стан атома в молекулі характеризує поняття «ступінь окислення» (с.о.) атома, яке ще має назву окислювального числа або електрохімічної валентності атома. Ступенем окислення називають умовний заряд атома, який розраховують, виходячи з того, що молекула складається тільки з іонів. Під час складання рівнянь ступінь окислення вказують арабською цифрою зверху символу елемента зі знаком "+" або "-", наприклад: Cl^{+7} , S^{+4} , Cr^{+6} і т. ін.

Для обчислення ступеня окислення атома елементу в сполуках використовують правила:

- 1) ступінь окислення простих сполук дорівнює нулю;
- 2) якщо між двома атомами в молекулі існує ковалентний полярний зв'язок, то негативний знак ступеня окислення «-» буде мати більш електронегативний атом, а позитивний ступінь окислення «+» – менш електронегативний атом. Таким чином, у нейтральних молекулах алгебраїчна сума ступенів окислення всіх атомів, що складають молекулу, дорівнює 0.

Приклад. Визначити ступінь окислення сульфуру в сполуках $H_2^+S^xO_3^{-2}$ і $H_2^+S^yO_4^{-2}$.

Відомо, що ступінь окислення атома гідрогену «+1», а атома кисню «-2». Ступінь окислення атома сульфуру в молекулі сульфатної кислоти H_2SO_4 розраховують за рівнянням

$$(+1) \cdot 2 + x + (-2) \cdot 4 = 0,$$

звідки

$$x = +6.$$

Аналогічно розраховують ступінь окислення сульфуру в сульфатній кислоті H_2SO_4 :

$$(+1) \cdot 2 + y + (-2) \cdot 4 = 0,$$

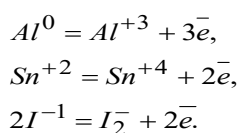
Звідки

$$y = +6.$$

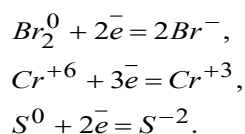
Вищим ступенем окислення атома елемента в сполуці називають його позитивний ступінь окислення, що дорівнює номеру групи періодичної системи, в якій розташований елемент.

Окисно-відновними реакціями називають реакції, які перебігають зі зміною ступеня окислення атомів, що входять до складу реагуючих речовин. Зміна ступеня окислення обумовлена зміщенням електронів від одних атомів (молекул, іонів) до інших. Під час окисно-відновної реакції електрони переходять від одних атомів (молекул, іонів) до інших.

Процесом окислення називають процес віддання атомом (молекулою, іоном) електронів, що супроводжується підвищенням ступеня окислення:



Процесом відновлення називають процес прийняття атомом (молекулою, іоном) електронів, що супроводжується зниженням ступеня окислення:



Атоми (молекули, іони), що приєднують електрони, називають окислювачами; атоми (молекули, іони), що віддають електрони – відновниками. Окислювач під час реакції відновлюється, відновник – окислюється. Процес окислення одночасно завжди супроводжується процесом відновлення й навпаки, тому окисно-відновні реакції об'єднують два протилежних процеси – окислення та відновлення. Загальна кількість електронів, що приєднується до окислювача, дорівнює кількості електронів, що віддає відновник. Таким чином, для перебігу хімічної окисно-відновної реакції необхідна наявність атомів (молекул, іонів) протилежних за здатністю до віддання або приєднання електронів.

Правильно написане рівняння реакції виражає закон збереження маси речовини. Тобто кількість однакових атомів

початкових речовин завжди повинна дорівнювати сумі атомів продуктів реакції.

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

Зупинимось на першому методі.

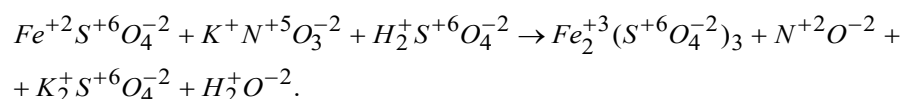
7.1 Метод електронного балансу

Підґрунтям методу є порівняння ступенів окислення атомів початкових та кінцевих речовин. Головною умовою є те, що кількість електронів, яку віддає відновник, повинна дорівнювати кількості електронів, які приєднує окислювач.

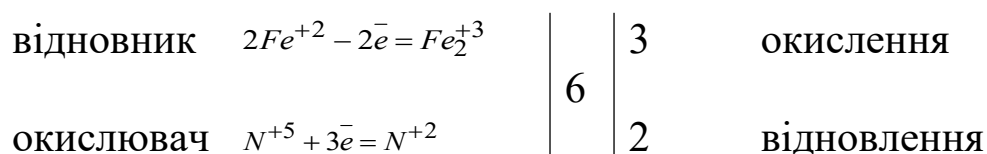
Розглянемо метод електронного балансу на прикладі реакції взаємодії калій нітрату KNO_3 з підкисленим розчином ферум (II) сульфату $FeSO_4$.

Необхідна послідовність дій:

- 1) написати схему реакції;
- 2) розрахувати ступінь окислення всіх атомів лівої та правої частин схеми реакції і надписати їх.



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



З урахуванням того, що кількість електронів, яка віддається відновником, дорівнює кількості електронів, що приймається окислювачем, знаходимо найменше спільне кратне (в даному випадку – «6») і додаткові множники (основні коефіцієнти), в

даному випадку це “2” та “3”, і ставимо їх за вертикальною рисою;

4) перенести знайдені множники у рівняння реакції, поставити їх перед речовинами з атомами елементів, що змінили ступінь окислення;

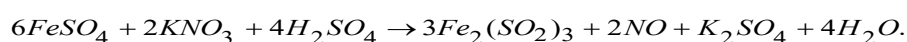
5) підрахувати кількість атомів всіх елементів у лівій та правій частинах рівняння і, за необхідністю, зрівняти їх кількість в такій послідовності:

а) кількість атомів металу (в даному рівнянні – атоми калію K) та однакових кислотних залишків (в даному рівнянні – сульфат-іони SO_4^{2-});

б) кількість атомів гідрогену;

в) кількість атомів оксигену.

Рівняння реакції набуває вигляду



Характер багатьох окисно-відновних реакцій залежить від природи середовища, в якому вони відбуваються. Досить часто окисник або відновник виявляють свої властивості тільки у певному середовищі: кислому, лужному або нейтральному.

Як поширені окисники застосовують: галогени (хлор Cl_2 , флуор F_2 , бром Br_2 , йод I_2), нітратну кислоту HNO_3 , концентровану сульфатну кислоту H_2SO_4 , кисень O_2 , царську водку (суміш, що складається 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.

Окислювальні властивості виявляють також катіони металів: стануму Sn^{2+} , платини Pt^{4+} , цинку Zn^{2+} , феруму (III) Fe^{3+} та ін. До складу молекул-окислювачів входять атоми елементів у вищому ступені окислення.

Як відновники застосовують активні метали (магній Mg , алюміній Al , залізо Fe , олово Sn та ін.); катіони металів Sn^{2+} , Pb^{2+} , Cr^{2+} , Cu^+ ; водень, вуглець, кремній, карбон діоксид; такі сполуки, як натрій тіосульфат $Na_2S_2O_3$, натрій сульфід Na_2SO_3 , нітритна кислота HNO_2 та її солі, гідроген сульфід H_2S , силіцидна кислота H_2SiO_3 , гідроген іодид HI та ін.

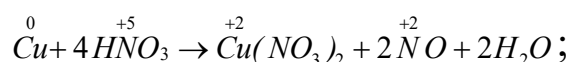
Молекули відновників містять у своєму складі атоми елементів у нижчому або в одному з нижчих ступенів окислення. Сполуки, до складу яких входять атоми елементів в нижчому ступені окислення, наприклад, S^{-2} , P^{-3} , I^{-} , виявляють тільки відновні властивості.

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

Якщо до складу речовини входять атоми елементів у проміжному ступені окислення, то вони можуть виявляти як окисні, так і відновні властивості. Якщо такі речовини реагують з окислювачем, то виявляють відновні властивості, а при взаємодії з відновниками – окислювальні.

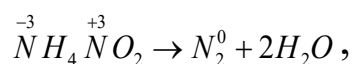
Усі окисно-відновні реакції умовно поділяють на три типи:

1) реакції міжмолекулярного окислення-відновлення, в яких окислювач і відновник містяться в різних сполуках, наприклад:



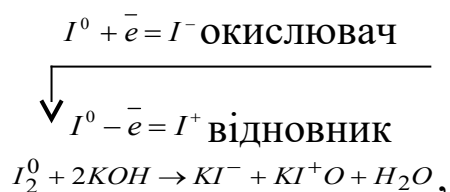
відновник окисник

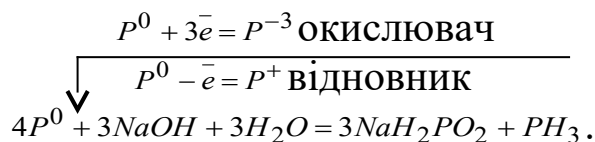
2) реакції внутрішнього (внутрішньо-молекулярного) окислення-відновлення, в яких окислювач і відновник входять до складу одної сполуки, але мають різні ступені окислення, наприклад у реакції



сполука амоній нітрит NH_4NO_2 містить атом нітрогену N^{-3} – відновника і атом нітрогену N^{+3} – окислювача;

3) Реакції самоокислення-самовідновлення (диспропорціонування), в яких атом одного елемента є і окислювачем і відновником, наприклад:





Такий тип реакцій характерний для речовин, які мають окисно-відновну подвійність.

7.2 Методика виконання роботи

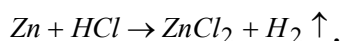
Прилади та матеріали, необхідні для роботи

- 1 Штатив з мікропробірками.
- 2 Цинк Zn .
- 3 Хлоридна кислота HCl .
- 4 Калій біхромат $K_2Cr_2O_7$.
- 5 Сульфатна кислота H_2SO_4 .
- 6 Калій іодид KI .
- 7 Крохмаль.
- 8 Дистильована вода H_2O .
- 9 Калій перманганат $KMnO_4$.
- 10 Натрій гідроксид $NaOH$.
- 11 Вода H_2O .
- 12 Калій сульфат K_2SO_3 , кристалічний.

При виконанні кожного досліду слід звертати увагу на зміну забарвлення розчину, утворення газу або осаду в ході окисно-відновної реакції. Записати рівняння реакції, яка відбувається, скласти рівняння балансу електронів, позначити процеси окислення та відновлення, окислювач та відновник.

Дослід 1. Відновні властивості металів.

У мікропробірку внести маленький шматочок цинку, додати хлоридну кислоту, спостерігати за виділенням водню. Процес іде за схемою

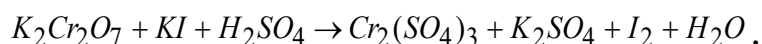


Записати спостереження, скласти рівняння балансу електронів, позначити процеси окислення та відновлення, окислювач та відновник, розставити коефіцієнти в рівнянні.

Дослід 2. Окисні властивості біхроматів.

Біхромати – солі діхромової кислоти $H_2Cr_2O_7$, виявляють сильні окислювальні властивості, мають поширене практичне застосування.

До мікропробірки з трьома – чотирма краплями розчину калій біхромату $K_2Cr_2O_7$ додати дві – три краплі розчину сульфатної кислоти H_2SO_4 . До підкисленого розчину додати дві – три краплі розчину калій йодиду. Утворений під час реакції вільний йод виявити декількома краплями крохмалю. В присутності йоду крохмаль набуває темно-синього кольору. Процес перебігає за схемою

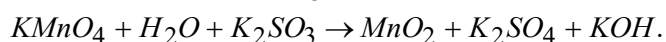
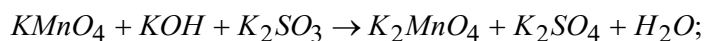
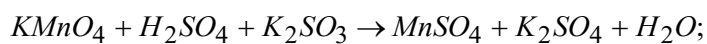


Записати спостереження, скласти рівняння балансу електронів, позначити процеси окислення та відновлення, окислювач та відновник, розставити коефіцієнти в рівнянні.

Дослід 3. Окислювальні властивості калій перманганату.

Калій перманганат $KMnO_4$ є сіллю манганової кислоти $HMnO_4$ і має сильні окислювальні властивості, які залежать від реакції середовища (pH).

У три мікропробірки внести по три краплі розчину калій перманганату $KMnO_4$. В першій мікропробірці створити кисле середовище, для чого внести дві краплі сульфатної кислоти, у другий – лужне середовище, для чого додати 10 – 12 крапель калій гідроксиду (натрій гідроксиду), у третю мікропробірку додати дві – три краплі води (середовище нейтральне). До розчинів, у кожен з трьох мікропробірок по черзі, додати по 1/2 – 1 мікрошпателю кристалічного калій сульфіту K_2SO_3 , одразу помічаючи забарвлення розчину. Процеси перебігають за схемами



Записати спостереження, скласти рівняння балансу електронів, позначити процеси окислення та відновлення, окислювач та відновник, розставити коефіцієнти в рівнянні,

зробити висновок, як впливає реакція середовища на окислювальні властивості калій перманганату.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 8

Електроліз солей

Мета роботи: вивчити процеси електролізу водних розчинів деяких електролітів на інертному та розчинному анодах.

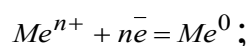
Електролізом називають окисно-відновний процес, що відбувається біля електродів під дією постійного електричного струму на розчин або розплав електроліту.

Біля катода (в процесі електролізу це негативний електрод) відбувається процес відновлення, а біля анода (позитивний електрод) – процес окислення.

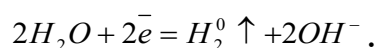
Найбільш простим випадком електролізу є електроліз розплавів електролітів. Більш складні процеси перебігають у водних розчинах електролітів. Чим менша алгебраїчна величина стандартного електронного потенціалу металу E^0 в ряду напруг металів, тим більш характерним для нього є іонний стан і тим складніше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

Під час електролізу розчину солі біля катода може відновлюватись :

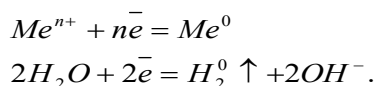
1) катіон металу, якщо даний метал розташований в ряду напруг після гідрогену,



2) вода, якщо метал солі розташований від початку ряду напруг до алюмінію включно,



3) сумісно катіон металу й вода, якщо метал солі розташований після алюмінію і до гідрогену,

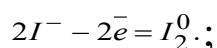


Якщо в розчині наявні катіони різних металів, то під час електролізу вони відновлюються в послідовності зменшення значень стандартного електродного потенціалу E^0 . Із суміші катіонів Ag^+ , Cu^{2+} , Zn^{2+} спочатку відновлюються іони срібла, потім міді і останніми – цинку.

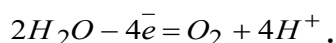
На процеси, що відбуваються біля анода, впливає матеріал самого анода. Анод може бути нерозчинним (інертним: з графіту, платини, срібла та ін.) або розчинним (активним). У випадку розчинного анода окислюється матеріал самого анода.

У випадку нерозчинного анода біля анода може окислюватись

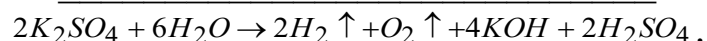
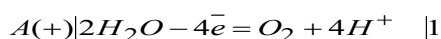
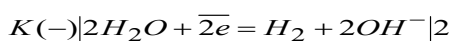
1) аніон безоксигенової кислоти (S^{2-} , I^- , Br^- , Cl^-),



2) молекули води, якщо розчин містить аніон оксигенвмісних кислот (SO_4^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-} та ін.),

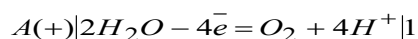
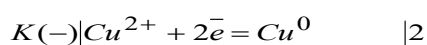


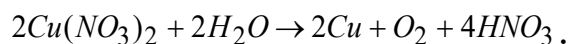
Приклад 1. Процеси, що відбуваються при електролізі розчину калій сульфату K_2SO_4 , з застосуванням графітових електродів:



Біля катода в розчині накопичуються гідроксид-іони OH^- з утворенням луку калій гідроксиду KOH , а біля анода накопичуються катіони H^+ з утворенням сульфатної кислоти H_2SO_4 .

Приклад 2. Процеси, що відбуваються при електролізі розчину купрум (II) нітрату $Cu(NO_3)_2$, з застосуванням графітових електродів:





Характер реакцій, які відбуваються при електролізі, залежить як від природи розчиненої речовини, концентрації електроліту та природи електродів, так і від щільності струму та інших факторів.

Можна так збільшити щільність струму, що під час електролізу розчину купрум (II) сульфату біля катода будуть відновлюватися не тільки катіони купруму, але й катіони гідрогену.

З кількісного боку електроліз ґрунтується на двох законах Фарадея, які можна об'єднати загальною формулою

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

де m – маса речовини, що виділяється біля даного електрода, $г$;

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

I – сила струму, A ;

t – час, $с$;

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

Маса речовини, що утворюється під час проведення електролізу, відрізняється від теоретично розрахованої за законами Фарадея маси, тому що при електролізі, практично завжди, перебігають побічні або паралельні процеси, крім основних. Тому для урахування втрати кількості електрики при практичному проведенні електролізу використовують поняття «вихід за струмом».

Вихід за струмом – відношення маси речовини, утвореної за даних умов електролізу (m_1), до теоретично розрахованої маси речовини (m), %:

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

8.1 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.

Електролізер у всіх дослідах заповнюють електролітом до половини його об'єму.

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

Заповнити електролізер розчином купрум (II) сульфату. До обох колін електролізера вставити графітові електроди, з'єднати їх з джерелом постійного струму. Пропускати струм протягом 5 – 10 хв.

Спостерігати осадження шару міді на катоді. Написати процеси, що відбуваються на електродах при електролізі розчину купрум (II) сульфату з інертним анодом.

Розрахувати, яка кількість міді виділиться на катоді, якщо через розчин пропустити струму силою 5 А протягом 30 хв.

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

З'єднати електрод, на якому при попередньому досліді відклалася мідь, до позитивного електрода (анода). Пропускати струм протягом 5 – 10 хв.

Надати пояснення явищам, що відбуваються на електродах. Скласти схему електролізу розчину купрум (II) сульфату з розчинним анодом.

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

Електролізер заповнити розчином натрій нітрату. До обох колін U-подібної трубки додати декілька крапель розчину фенолфталеїну, занурити в розчин графітові електроди. Пропускати струм протягом 5 – 10 хв.

Пояснити явища, що відбуваються на електродах. Скласти схему електролізу розчину натрій нітрату $NaNO_3$ з інертним анодом.

Дослід 4. Електроліз розчину калій йодиду KI з використанням графітових електродів.

Електролізер заповнити розчином калій йодиду KI , до розчину в коліні електролізеру з позитивним електродом (анодом) додати декілька крапель крохмалю, до розчину в коліні з негативним електродом (катодом) – декілька крапель фенолфталеїну.

З'єднати електролізер з графітовими електродами, пропустити електричний струм протягом 5 – 10 хв. Пояснити явища, що відбуваються на електродах. Скласти схему електролізу розчину калій йодиду KI з інертним анодом.

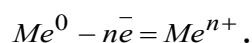
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 9

Корозія металів і способи захисту від корозії

Мета роботи: вивчити процеси, що відбуваються при електрохімічній корозії металів і способи захисту від неї.

Корозією називають процес руйнації металу при його взаємодії з навколишнім середовищем.

В основі процесу корозії лежить окислення металу, тобто процес віддання їм електронів, з утворенням позитивних катіонів металу



Залежно від характеру зовнішнього середовища, з яким взаємодіє метал, розрізняють два принципово різних типи корозії: хімічну і електрохімічну.

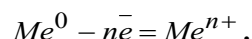
При хімічній корозії руйнація металу виникає при його взаємодії з середовищем, яке не проводить електричного струму. При такому типі корозії відсутнє спрямоване переміщення електронів. До хімічної корозії відносять руйнування металу в сухому газі або парі при високій температурі і відсутності вологи (газова корозія), а також в рідині-неелектроліті. Приклади хімічної корозії: утворення шару окалини на двигунах внутрішнього згорання, на металах після термічної обробки.

До електрохімічної корозії відносять руйнування металу в середовищі, що є провідником струму, в розчинах електролітів, у вологій атмосфері з розчиненими в неї газами, в ґрунті та ін. Електрохімічна корозія більш поширена і завдає більшої шкоди,

порівняно з хімічною. При електрохімічній корозії виникає спрямований рух електронів за рахунок виникнення на поверхні металу мікро-гальванічних елементів, що пов'язане з неоднорідністю металу та його контактом з навколишнім середовищем.

Електрохімічну корозію поділяють на два, значною мірою, незалежних процеси:

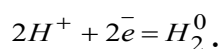
1) анодний процес – окислення металу з переходом його катіонів у розчин,



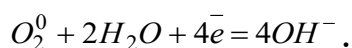
Якщо в контакті один з іншим знаходяться два метали, то окислюється більш активний метал;

2) катодний процес – відведення надлишкових електронів, які залишились в металі, якимось деполяризатором (катіоном розчину або киснем, що міститься в розчині).

При корозії в кислому середовищі деполяризатором, зазвичай, стає катіон гідрогену



У нейтральному та лужному середовищі деполяризатором стає розчинений кисень



Електрохімічна корозія, зазвичай, виникає на поверхні будь-якого металу, що знаходиться в атмосфері: при контакті металу з іншим металом, із забрудненням, із домішками металу, при неоднорідній поверхні, в місцях напружень, при різній концентрації електроліту в рідині, при різниці температур, освітленні та ін.

У зв'язку з тим, що відомо багато причин виникнення корозії, застосовують різноманітні способи боротьби з нею, з урахуванням природи металу та його експлуатаційних умов. Основні способи захисту металічних виробів від корозії:

1) обробка зовнішнього середовища, що знижує його корозійну агресивність, наприклад, додавання до розчину інгібіторів (певних речовин, що уповільнюють процес корозії). В

Як інгібітори застосовують натрій нітрит, калій хромат і біхромат, натрій фосфати, формалін, уротропін;

2) захисні покриття (металічні, неметалічні, органічні).

Металічні покриття за характером захисної дії поділяють на катодні та анодні. Якщо шар захисного металу, що вкриває виріб, не має порушень, то немає принципової різниці між даними видами покриттів.

У випадку катодного покриття метал, що захищають, вкривають металом з більшим значенням стандартного електродного потенціалу (наприклад, залізо вкрите оловом). Якщо шар покриття, що вкриває виріб, не порушений, він надійно захищає. При порушенні цілісності покриття метал, що захищають, стає анодом і починає швидко руйнуватись, причому зруйнований метал покриття прискорює процес корозії.

Метал анодного покриття має менший електродний потенціал порівняно з металом, що захищають (наприклад, залізо, вкрите цинком). При порушенні шару покриття його метал стає анодом і починає руйнуватись, при цьому метал, що захищають, стає катодом і залишається без змін.

Таким чином, катодні покриття захищають базовий метал тільки механічно, тоді як анодні покриття захищають базовий метал навіть у випадку порушення цілісності покриття;

3) електрохімічний захист застосовують при експлуатації залізних конструкцій в умовах волого ґрунту або в морській воді. Зменшення процесу корозії, навіть до повного його припинення, досягають створенням на конструкції, що захищають, високого електронегативного потенціалу, для чого таку конструкцію з'єднують або з більш активним металом (протекторний захист), або з негативним полюсом зовнішнього джерела струму (катодний захист).

У випадку протекторного захисту приєднання до деталі, що захищають, з металом, який має менше значення стандартного електродного потенціалу (протектором), веде до створення нового гальванічного елемента, в якому протектор стає анодом і руйнується, а деталь – катодом. Такий вид захисту застосовують при експлуатації залізних конструкцій в електропровідних рідинах (морській воді, розчинах електролітів).

При електрозахисті (катодному захисті) діє подібний принцип, але виріб, що захищають, отримує надлишкову кількість електронів від зовнішнього джерела струму, тому виріб стає катодом. Такий захист застосовують для захисту підземних споруд і трубопроводів;

4) виготовлення спеціальних корозійностійких сплавів, наприклад, нержавіючих сталей, що досягається введенням у сталь добавок різних металів, які впливають на мікроструктуру сплаву і сприяють виникненню мікрогальванічних елементів, у яких сумарна електрорушійна сила (ЕРС) наближується до нуля завдяки взаємній компенсації. Як добавки використовують нікол, хром, мідь та багато ін.

9.1 Методика виконання роботи

Прилади та матеріали, необхідні для роботи

- 1 Штатив з пробірками.
- 2 Сталеві скріпки.
- 3 Алюмінієва стружка.
- 4 Цинкова стружка.
- 5 Мідна стружка.
- 6 Пластина з алюмінію, 2 шт.
- 7 Пластина зі сталі.
- 8 Вода дистильована.
- 9 Фенолфталеїн.
- 10 Розчин калій гексаціаноферату (III) $K_3[Fe(CN)_6]$ (червона кров'яна сіль).
- 11 Розчин купрум (II) сульфату $CuSO_4$.
- 12 Розчин купрум (II) хлориду $CuCl_2$.
- 13 Розчин натрій сульфату $NaSO_4$.
- 14 Розчини кислот: хлоридної HCl , сульфатної H_2SO_4 .

Дослід 1. Корозія металів у гальванопарах.

До трьох пробірок внести 2 – 3 мл дистильованої води, додати дві краплі хлоридної кислоти і дві краплі червоної кров'яної солі $K_3[Fe(CN)_6]$, яка з іонами феруму Fe^{2+} утворює осад ферум (II) гексаціаноферату (III) – турнбулеву синь $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$.

У першу пробірку опустити сталеву скріпку з закріпленою цинковою стружкою, в другу пробірку – скріпку з мідною

стружкою, в третю пробірку – скріпку, що контактує з алюмінієвою пластиною.

Відмити швидкість фарбування розчинів у синій колір – ознаку руйнації заліза (у скріпці), надати пояснення, скласти схеми мікрогальваничних пар, написати рівняння процесів корозії.

Дослід 2. Корозія металу в розчині солі менш активного металу.

Помістити в пробірку маленький шматочок цинку, додати 1 – 2 мл розчину сульфатної кислоти, додати декілька крапель розчину купрум (II) сульфату $CuSO_4$. Звернути увагу на інтенсивність виділення водню до початку додавання купрум сульфату і після його додавання.

Відмити фарбування розчинів, надати пояснення, скласти схеми мікрогальваничних пар, написати рівняння процесів корозії.

Дослід 3. Аераційна корозія.

На очищену поверхню сталеві пластини нанести одну краплю розчину натрію сульфату в присутності червоної кров'яної солі $K_3[Fe(CN)_6]$ (якісного реактиву на іони феруму Fe^{2+}) і фенолфталеїну (індикатору лужного середовища). Відмити зміни в краплі розчину, записати рівняння процесів, що відбуваються.

Дослід 4. Вплив іонів хлору на процес корозії.

Взяти дві пробірки, в одну налити 4 – 5 мл 5% розчину купрум (II) сульфату $CuSO_4$, в другу – купрум (II) хлориду $CuCl_2$. У пробірки занурити алюмінієві пластини. Відмити, в якому випадку енергійніше перебігає реакція між алюмінієм і іонами купруму, написати електрохімічні рівняння корозійного процесу.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 10

Отримання фенол-формальдегідної смоли

Мета роботи – вивчити процеси, що відбуваються при утворенні полімерних матеріалів; отримати полімерну фенол-формальдегідну смолу шляхом поліконденсації фенолу з формальдегідом.

Полімери та матеріали на їх основі широко використовуються в сучасній техніці, в різних галузях промисловості та на транспорті.

Розповсюдженість полімерних матеріалів у промисловості пов'язана з притаманним їм широким діапазоном властивостей: пружністю сталі, легкістю деревини, прозорістю скла, корозійною стійкістю, відносною легкістю їх переробки у виробі та ін.

Властивості полімерів і матеріалів на їх основі визначаються хімічною будовою, умовами синтезу та експлуатації.

Полімерами називають високомолекулярні сполуки, які складаються з елементарних ланок, що повторюються, з'єднаних між собою хімічним зв'язком у довгі гнучкі ланцюги.

Розрізняють такі основні структури полімерів:

а) лінійну $\dots - A - A - A - A - \dots$, тобто $[-A-]_n$, де A – елементарна ланка полімеру (група атомів, регулярним повторенням яких побудований полімерний ланцюг або молекула); n – ступінь полімеризації (показує число ланок в полімерному ланцюзі);

б) просторову

$$\begin{array}{cccccccc} \dots - A - A - A - A - A - A - \dots & & & & & & & \\ & | & & & | & & & \\ \dots - A - A - A - A - \dots & & & & & & & \\ & & | & & | & & & \\ \dots - A - A - A - A - A - A - \dots & & & & & & & \end{array}$$

Полімери з лінійною структурою є еластичними, гнучкими, легко розчинюються, термопластичні (здатні при нагріванні зворотно розм'якшуватись).

Полімери просторової структури тверді, більш міцні, нерозчинні, термореактивні (при нагріванні не можуть зворотно змінювати властивості і при нагріві перетворюються в неплавкі і нерозчинні продукти, які не можна знов сформувати).

Молярна маса полімеру сягає великих значень (від декількох тисяч до багатьох мільйонів):

$$M_n = n \cdot M_l,$$

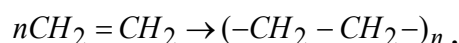
де M_l – молекулярна маса елементарної ланки полімеру,

n – кількість елементарних ланок.

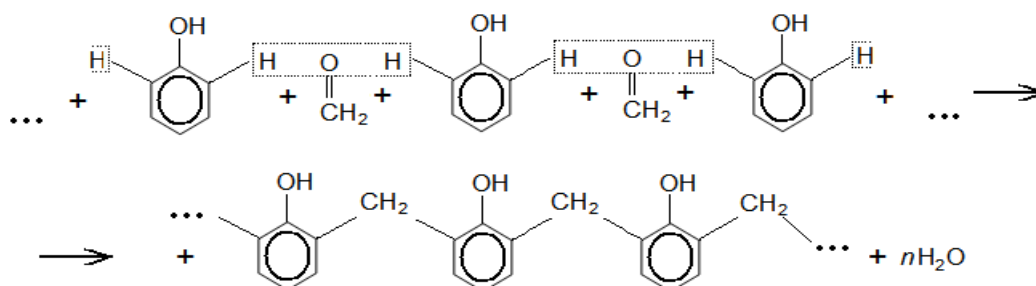
Ступінь полімеризації полімерів змінюється в межах від декількох десятків до 10^6 .

Високомолекулярні речовини отримують з більш простих сполук в результаті реакцій полімеризації і поліконденсації.

Реакція полімеризації – це реакція з'єднання більшого числа молекул мономера в молекулу полімеру за рахунок розриву кратних зв'язків (подвійного, потрійного). Полімеризація в більшості випадків не супроводжується виділенням побічних продуктів. Молекули мономера повинні містити групи або зв'язки, $>C=C<$, $-C\equiv C-$, $>C=O$ або інші, здатні до полімеризації. Приклад реакції полімеризації етилену в поліетилен:



Поліконденсація – реакція, внаслідок якої утворюються високомолекулярні сполуки (поліконденсати), з одночасним виділенням низькомолекулярних продуктів (H_2O , NH_3 , HCl , CO_2 та ін.). Прикладом поліконденсації є реакція між фенолом (C_6H_5OH) та формальдегідом (CH_2O), в результаті якої утворюються фенол-формальдегідні смоли.



Вказані смоли отримують шляхом поліконденсації фенолів, ксиленолів та альдегідів (формальдегід, ацетальдегід та ін.) в присутності кислих або лужних каталізаторів. Формальдегідні смоли в залежності від їх властивостей, розділяються на термореактивні (резольні) та термопластичні (новолачні).

В початковій стадії поліконденсації, коли молекулярна маса смоли складає 700 – 1000 а.о.м., утворюються так звані резольні смоли, які вміщують вільні групи – CH_2OH . Резоли мають лінійну

будову, розчинні та легко плавляться. При подальшій поліконденсації (наприклад, в процесі пресування при підвищеній температурі) резولي перетворюються в неплавкі та нерозчинні резити, які мають просторову (сітчасту) будову.

10.1 Методика виконання роботи

Прилади та матеріали, необхідні для роботи

- 1 Технохімічні ваги з комплектом важків.
- 2 Водяна баня.
- 3 Пробірки.
- 4 Годинне скло.
- 5 Сушильна шафа.
- 6 Фенол C_6H_6OH .
- 7 Формальдегід (формалін), розчин з концентрацією 40 %.
- 8 NH_4OH , концентрований розчин.

Зважити 2 г фенолу, висипати його в пробірку і долити 2 мл розчину формальдегіду (формаліну) і 1 мл концентрованого розчину аміаку. Суміш нагріти на водяній бані до скипання і утворення мутного розчину. Пробірку з бані вийняти, спостерігати розшарування розчину. Трохи остудити розчин струменем води під краном, а потім обережно злити верхній шар.

Рідину, що залишилася, вилити на скло та поставити сушити в сушильну шафу при $T = 393 - 403 K$ на 40 хв до утворення твердої смоли жовтого кольору.

На основі фенол-формальдегідної смоли виготовляють пластмаси (пластичні маси – композиційні матеріали, що в основному складаються з полімеру і наповнювача, додатково містять пластифікатори, стабілізатори та ін.), які мають різноманітні властивості і назви в залежності від наповнювача, що застосовується (таблиця 10.1).

Таблиця 10.1 – Види пластичних мас з різними наповнювачами

Наповнювач	Вид пластмас
Азбестовий картон	Азболіт
Азбестова тканина	Азботекстоліт
Папір	Гетинакс

Деревинний шпон	Деревинно-розшарований пластик
Тканина	Текстоліт
Склотканина	Склотекстоліт
Скляне волокно	Скловолокнит

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 11

Якісний аналіз та властивості високомолекулярних матеріалів

Мета роботи – ознайомитись з деякими методами якісного аналізу високомолекулярних матеріалів (полімерів та пластичних мас).

Якісний хімічний аналіз полімерів достатньо складний та потребує особливої підготовки, а також спеціального призначення. Проте на практиці виникає необхідність швидко, за допомогою простих прийомів перевірити належність полімеру до того чи іншого класу матеріалів, тобто багато полімерів різного складу мають схожі зовнішні ознаки, що може стати причиною плутанини й непорозуміння в промислових умовах.

11.1 Методика виконання роботи

Прилади та матеріали, необхідні для роботи

- 1 Штатив з пробірками.
- 2 Скляна паличка.
- 3 Мідний дріт.
- 4 Сухе пальне.
- 5 Сірники.
- 6 Фільтр паперовий.
- 7 Полівинілхлорид.
- 8 Капрон.
- 9 Поліетиленова плівка.
- 10 Карбамід-формальдегідний пластик.

- 11 Розчин аміаку.
- 12 Лакмусовий папір.
- 13 Дистильована вода.
- 14 Натрій гідроксид $NaOH$, розчин 40 %.
- 15 Купрум (II) сульфат, $CuSO_4$

Дослід 1. Визначення хлору в полівінілхлориді.

1 Нагріти в пробірці шматок полівінілхлориду та відмітити спочатку його розм'якшення, а потім розкладання з виділенням хлориду водню. Переконалися в останньому, підносячи к пробірці паличку, змочену розчином амоніаку. Спостерігати виділення білого диму амоніак хлориду NH_4Cl (написати реакцію). Перевірити кислотний характер летючих продуктів розкладення лакмусовим паіром.

2 Сильно нагріти у полум'ї спиртівки мідний дріт, притиснути її до зразка полівінілхлориду і знову внести у полум'я. Спостерігати фарбування полум'я в зелений колір. При розжарюванні дроту на поверхні утворюється купрум (II) оксид CuO (написати реакцію утворення), який потім реагує з гідроген хлоридом HCl , що відокремлюється від полівінілхлориду, і утворює купрум хлорид $CuCl_2$ і воду (написати реакції). Зелений колір полум'я зумовлює купрум (II) хлорид. Окрім полівінілхлориду, така ж реакція характерна для інших високомолекулярних сполук, які містять хлор.

Дослід 3. Виявлення капрону.

1 Внести в полум'я шматочок капрону. Звернути увагу на характер горіння, запах.

2 Розплавити капрон, піднести до нього полум'я сірника та спробувати витягнути тонкі нитки сірником або шпилькою. Можливість отримати з розплавленого капрону нитки різко відрізняє його від інших пластмас.

Дослід 4. Зварювання поліетилену.

Накласти одну поліетиленову плівку на край іншої, накрити їх аркушем паперу та провести декілька разів по лінії з'єднання нагрітою скляною паличкою. Що сталося з плівками? Перевірити міцність отриманого шару.

Дослід 5. Виявлення сечовини.

Пробу карбамід-формальдегідного полімеру розплавити в пробірці до розм'якшення (у витяжній шафі). Після охолодження вміст обробити дистильованою водою та відфільтрувати.

До фільтрату додати небагато 40 % розчину натрій гідроксиду та одну – дві краплі розбавленого розчину купрум (II) сульфату, фіолетово-червоне забарвлення свідчить про наявність сечовини.