

Міністерство освіти і науки України  
Чернігівський національний технологічний університет

# ХІМІЯ

Лабораторний практикум  
для студентів спеціальностей  
152– Метрологія та інформаційно-вимірвальна техніка;  
171 – Електроніка;  
172 – Телекомунікації та радіотехніка

Затверджено на засіданні  
кафедри харчових технологій  
протокол № 2 від 19.09.2016 р.

Чернігів ЧНТУ 2016

Хімія. Лабораторний практикум для студентів спеціальностей 152 – Метрологія та інформаційно-вимірвальна техніка; 171 – Електроніка; 172 – Телекомунікації та радіотехніка /Укл.: В.М. Челябієва, О.І. Сиза, О.М. Савченко. – Чернігів: ЧНТУ, 2016. – 49 с.

Укладачі: ЧЕЛЯБІЄВА ВІКТОРІЯ МИКОЛАЇВНА, кандидат технічних наук, доцент  
СИЗА ОЛЬГА ІЛЛІВНА, доктор технічних наук, професор  
САВЧЕНКО ОЛЕСЯ МИКОЛАЇВНА, кандидат технічних наук, доцент

Відповідальний за випуск: СИЗА ОЛЬГА ІЛЛІВНА,  
завідувач кафедри харчових технологій  
доктор технічних наук, професор

Рецензент: КОРОЛЬОВ ОЛЕКСАНДР ОЛЕКСАНДРОВИЧ, кандидат технічних наук, доцент кафедри харчових технологій Чернігівського національного технологічного університету

## Зміст

|   |    |
|---|----|
| <b>Вступ</b> .....  | 4  |
| <b>Лабораторна робота № 1.</b> Класи та сучасна номенклатура неорганічних сполук. Еквівалент і еквівалентна маса металів.....                     | 5  |
| <b>Лабораторна робота № 2.</b> Елементи хімічної термодинаміки і термохімії. Визначення теплоти нейтралізації сильного лугу сильною кислотою..... | 9  |
| <b>Лабораторна робота № 3.</b> Хімічна кінетика і рівновага.....  | 13 |
| <b>Лабораторна робота № 4.</b> Електролітична дисоціація. Розчини електролітів. Кислотно-основна рівновага.....                                   | 17 |
| <b>Лабораторна робота № 5.</b> Електрохімічні процеси.....  | 21 |
| <b>Лабораторна робота № 6.</b> Загальні властивості металів. Легкі конструкційні метали Берилій, Магній, Алюміній, Титан .....                    | 25 |
| <b>Лабораторна робота №7.</b> d – Елементи VIII В групи і їх сполуки Ферум, Кобальт, Нікол.....   | 30 |
| <b>Лабораторна робота № 8.</b> d – елементи I В і II В груп (Підгрупа Купруму і Цинку). p – елементи IV А групи (Sn, Pb).....                     | 35 |
| <b>Додаток А</b> .....  | 43 |
| <b>Додаток Б</b> .....  | 44 |
| <b>Додаток В</b> .....  | 45 |
| <b>Рекомендована література</b> .....   | 49 |

## Вступ

Запропонований лабораторний практикум містить лабораторні роботи з основних розділів загальної та неорганічної хімії, які укладено за програмними питаннями курсу «Хімія» для спеціальностей «Метрологія та інформаційно-вимірвальна техніка»; «Електроніка»; «Телекомунікації та радіотехніка». Методичні вказівки визначають необхідний мінімум знань, які повинен засвоїти студент в процесі виконання лабораторного практикуму. Більш детальними відомостями із області цих розділів хімії студенти оволодівають із відповідного лекційного курсу. При цьому особливу увагу приділено сучасній номенклатурі неорганічних речовин, основним поняттям та законам хімії, хімічній кінетиці, властивостям розчинів. Спеціальні питання хімії відображено в роботах з вивчення властивостей металів та неметалів, що знаходять застосування у вимірвальній техніці, теле- та радіоелектроніці.

Перед тим, як приступити до виконання лабораторних робіт, кожний студент повинен ознайомитися з правилами роботи і технікою безпеки у хімічній лабораторії (Додаток А).

Результати виконаних лабораторних робіт оформляються студентами у вигляді звітів, які повинні містити: назву лабораторної роботи, її мету, короткі теоретичні відомості (не більш 0,5 – 1 стор.), експериментальну частину з результатами виконаних дослідів та завершеними хімічними рівняннями. Крім того, кожна лабораторна робота повинна містити висновок (узагальнення результатів).

## Лабораторна робота № 1

### Класи та сучасна номенклатура неорганічних сполук. Еквівалент і еквівалентна маса металів

**1.1 Мета:** розглянувши основні класи неорганічних сполук; ознайомитися з правилами роботи в хімічній лабораторії і технікою безпеки; експериментально визначити еквівалентну масу і еквівалент металу для його розпізнавання.

#### 1.2 Короткі теоретичні відомості

Основні класи неорганічних сполук: оксиди, гідроксиди (основи, кислоти), солі (середні, кислі, основні, оксосолі, подвійні, комплексні). Зверніть увагу на властивості основних класів неорганічних сполук та методи їх добування.

*Сучасна номенклатура неорганічних речовин:*

Запам'ятайте, що:

- головним завданням номенклатури є створення систематичних раціональних назв хімічних речовин. При цьому назви повинні якомога повніше описувати склад і будову речовини, а також, при можливості, її хімічну природу, виконувати роль службової мови інформаційних систем на базі сучасних комп'ютерних систем;
- єдині правила, якими слід користуватися, створені Комісією з номенклатури Міжнародної Спільноти Чистої та Прикладної хімії (IUPAC). Систематичні назви елементів, які необхідно використовувати, наведено у додатку Б;
- назви оксидів будуються так:  $N_2O_5$  – динітроген пентаоксид;  $Al_2O_3$  – діалюміній триоксид. Поряд з ними зустрічаються назви:  $N_2O_5$  – нітроген геміпентаоксид, нітроген (V) оксид, азот (5+) оксид, де (V) і (5+) – числа Штока та Еванса-Бассета відповідно,  $Al_2O_3$  – алюміній сесквіоксид, алюміній (III) оксид, алюміній (3+) оксид;
- якщо елемент утворює лише один оксид, то назва його може складатися лише з назви цього елемента та слова оксид:  $BaO$  – барій оксид;  $ZnO$  – цинк оксид;
- сполуки, що містять угруповання  $O_2^{2-}$ ,  $O_2^-$  та  $O_3^-$  називають відповідно:  $K_2O_2$  – калій пероксид,  $KO_2$  – калій надпероксид,  $KO_3$  – калій озонід;
- сполуки Оксигену з Флуором (Фтором):  $OF_2$  – оксиген дифлуорид,  $O_2F_2$  – диоксиген дифлуорид;
- назви основ та амфотерних гідроксидів утворюються з назви катіона і слова гідроксид:  $KOH$  – калій гідроксид,  $TiOH$  – титаній (I) гідроксид,  $Cr(OH)_3$  – хром тригідроксид, хром (III) гідроксид;

- якщо до складу сполуки, крім гідроксиду, входить оксид-йон, то в назві перелічують обидва аніони з відповідними числовими префіксами:  $\text{WO}(\text{OH})_3$  – вольфрам тригідроксидмонооксид,  $\text{VO}(\text{OH})_2$  – оксованадій (IV) дигідроксид або монооксованадій (2+) гідроксид, де  $\text{VO}^{2+}$  – радикал;
- систематичні назви кислот будуються на основі назв аніонів, а починаються з назви катіону, тобто гідрогену (Додаток В):  $\text{H}_2\text{SeO}_3$  – дигідроген селенат (IV) або дигідроген триоксоселенат (IV), або селенітна (IV) кислота;  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – дигідроген тетраоксосульфат (VI) або сульфатна (VI) кислота, або сульфатна кислота;  $\text{HMnO}_4$  – моногідроген тетраоксоманганат (VII) або перманганатна кислота;  $\text{HNO}_3$  – гідроген нітрат (V) або гідроген триоксонітрат (V), або нітратна кислота;
- для деяких кислот комісія IUPAC дозволяє використання традиційних назв, наприклад,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – сірчана,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  – фосфорна (ортофосфорна),  $\text{HPO}_3$  – метафосфорна,  $\text{HNO}_3$  – азотна та ін.;
- для водних розчинів галогеноводнів та інших можна зберегти традиційні назви:  $\text{HCl}$  – хлороводнева кислота, хлоридна або соляна;  $\text{HBr}$  – бромоводнева кислота або бромідна;  $\text{HCN}$  – ціановоднева кислота або ціанідна;  $\text{HN}_3$  – азидоводнева кислота або азидна;
- назви солей легко утворюються з назв катіонів і аніонів з відповідними числівниковими префіксами:  $\text{ZnSO}_4$  – цинк сульфат,  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  – меркурій динітрат, меркурій (II) нітрат,  $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$  – димеркурій динітрат,  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  – діамоній дихромат (VI) або амоній (1+) дихромат (2-),  $\text{FeSO}_4$  – ферум (II) сульфат,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  – диферум трисульфат або ферум (III) сульфат;
- до назви кислих солей додається слово гідроген з відповідним числовим префіксом:  $\text{NaHCO}_3$  – натрій гідрогенкарбонат,  $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$  – амоній дигідрогенфосфат,  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$  – діамоній гідрогенфосфат,  $\text{NaHS}$  – натрій гідрогенсульфід;
- основні солі можуть називатись, як подвійні, вважаючи  $\text{O}^{2-}$  та  $\text{OH}^-$  за гетероаніони:  $\text{CaClOH}$  – кальцій гідроксид хлорид,  $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$  – дикупрум дигідроксид карбонат,  $\text{BiONO}_3$  – бісмут оксид нітрат.

Зверніть увагу, що номенклатура комплексних сполук будується за тими ж принципами, що й назви простих речовин, але враховується їх хімічна природа. Наприклад:

- сполуки, що містять комплексні катіони –  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+\text{Cl}^-$  – діамінаргентум (I) хлорид,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$  – тетраамінкупрум (II) дигідроксид;
- сполуки, що містять комплексні аніони –  $\text{Na}^+[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$  – натрій тетрагідроксоалюмінат,  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  – калій гексаціаноферат (III) або червона кров'яна сіль;  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  – калій гексаціаноферат (II) або жовта кров'яна сіль;
- нейтральні комплекси –  $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$  – тетракарбонілнікол,  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{F}_3]$  – трифлуоротриаквахром (III).

Тривіальні і стандартні назви деяких неорганічних сполук – див. Додаток Д.

Хімічним еквівалентом елементу називається така його кількість, яка сполучається з одним молем атомів Гідрогену або заміщує один моль атомів Гідрогену в хімічних реакціях.

Еквівалентною масою називається маса одного еквіваленту елементу (речовини). Таким чином, еквіваленти виражають у молях, а еквівалентні маси – у г/моль. Наприклад, у молекулі  $\text{NH}_3$ , еквівалент Нітрогену  $1/3$  моль, а його еквівалентна маса  $m_e = 14/3 = 4,67$  г/моль.

### 1.3 Експериментальна частина

Для визначення еквівалентної маси металу за воднем використовують метод розчинення металу у надлишку кислоти і вимірювання об'єму витісненого водню.

Для проведення експерименту використовують прилад (рисунок 1.1), який складається із бюретки 3, урівнювальної посудини 1, які сполучаються між собою за допомогою гумової трубки 2. До верхнього кінця бюретки за допомогою трубки приєднують пробірку 4. Урівнювальна посудина і бюретка наповнені водою.

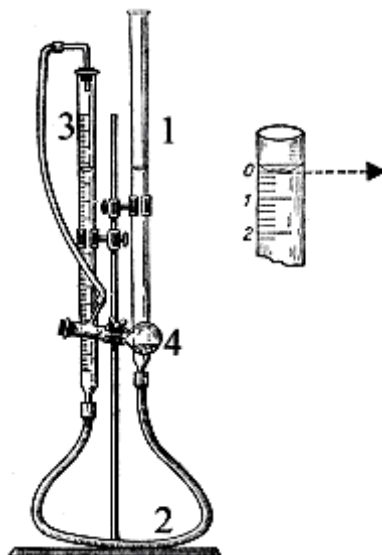


Рисунок 1.1 – Прилад для визначення еквівалентної маси металу

Для проведення досліду у пробірку 4 наливають 3-4 мл розчину сульфатної кислоти з  $C_H=3,0$ . Наважку металу (видається лаборантом), загорнуту у цигарковий папір, змочують краплею води і прикріплюють до внутрішньої стінки пробірки 4 над кислотою. Переміщуючи по вертикалі урівнювальну посудину, встановлюють рівень води у бюретці поблизу нульової поділки (не вище нуля). Пробірку з кислотою і наважкою щільно приєднують до приладу і перевіряють систему на герметичність. Для цього опускають посудину 1 так, щоб рівень води у ній був нижче за рівень води у бюретці, і у такому положенні закріплюють. При опусканні посудини 1 рівень води у бюретці трохи знизиться. Якщо через 1-2 хв подальшого зниження не буде,

прилад вважають герметичним. Після цього встановлюють посудину 1 і бюретку 3 так, щоб рівень води був однаковим. Записують показання бюретки, потім струшують пробірку, і метал потрапляє у кислоту. Відразу починається виділення водню і вода витісняється із бюретки в посудину 1. Після закінчення реакції необхідно зачекати 10 – 15 хв, щоб газ у бюретці прийняв температуру зовнішнього повітря. Приводять воду в бюретці і посудині 1 до одного рівня і записують нові показання бюретки.

Для розрахунку використовують формулу

$$\frac{P_{H_2} V}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0} \quad (1.1)$$

де  $P_{H_2}$  – парціальний тиск водню у бюретці, мм рт. ст.; при цьому

$$P_{\text{бар}} = P_{H_2} + P_{H_2O} \quad (1.2)$$

де  $P_{\text{бар}}$  – барометричний тиск, мм рт. ст.;

$P_{H_2O}$  – парціальний тиск водяної пари за температури досліду,  
мм рт. ст. (таблиця 1.1);

$V$  – об'єм водню за даної температури, мл;

$T$  – температура повітря в лабораторії, К

$V_0$  – приведений до н.у. об'єм водню, мл.

Таблиця 1.1 – Парціальний тиск водяної пари за різних температур

| T, К | $P_{H_2O}$ , мм рт. ст. | T, К | $P_{H_2O}$ , мм рт. ст. |
|------|-------------------------|------|-------------------------|
| 283  | 9,21                    | 294  | 18,65                   |
| 288  | 12,27                   | 295  | 19,83                   |
| 289  | 13,63                   | 296  | 21,09                   |
| 290  | 14,53                   | 297  | 22,38                   |
| 291  | 15,46                   | 298  | 23,77                   |
| 292  | 16,48                   | 299  | 25,22                   |
| 293  | 17,53                   | 300  | 26,75                   |

Потім обчислюють еквівалентну масу металу  $m_{e(Me)}$ :

$$\frac{m_{e(Me)}}{m_{(Me)}} = \frac{11200}{V_0}; \quad (1.3)$$

$$m_{e(Me)} = \frac{m_{(Me)} \cdot 11200}{V_0} \quad (1.4)$$

де  $m_{(Me)}$  – маса наважки металу, г.

Дані експерименту заносять до таблиці 1.2, крім того, наводять усі розрахунки.



Таблиця 1.2 – Результати експерименту

| №<br>п/п | Дані досліду                                      | Номер досліду |   |
|----------|---|---------------|---|
|          |   | 1             | 2 |
| 1        | Маса наважки металу, г                            |               |   |
| 2        | Об'єм V витісненого водню, мл                     |               |   |
| 3        | $P_{\text{бар}}$ , мм рт. ст.                     |               |   |
| 4        | $P_{\text{H}_2\text{O}}$ за T досліду, мм рт. ст. |               |   |
| 5        | $P_{\text{H}_2}$ у бюретці, мм рт. ст.            |               |   |
| 6        | Об'єм $\text{H}_2$ (н.у.), мл                     |               |   |
| 7        | T повітря, К                                      |               |   |
| 8        | $m_{\text{e(Me)}}$ , г/моль                       |               |   |
| 9        | Відносна похибка, %                               |               |   |

Враховуючи, що досліджуваний метал окиснюється при розчиненні у кислоті до  $\text{Me}^{2+}$ , знайдіть молярну масу металу і визначте, який це метал.

#### 1.4 Висновок

#### 1.5 Питання для самоконтролю (домашнє завдання)

- Оксиди: визначення, класифікація. Які з наведених оксидів  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{MnO}$  відносяться до кислотних, основних, амфотерних? Які з оксидів  $\text{CO}$ ,  $\text{SiO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{CO}_2$  є солетвірні, а які ні? Визначте масу еквівалентну зазначених оксидів.
- Гідроксиди: визначення, класифікація. Навести приклади лугів, амфотерних гідроксидів.
- Кислоти: визначення, класифікація. Які з наведених кислот відносяться до одно-, дво- та триосновних:  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HClO}$ .
- Солі: визначення, класифікація. Навести приклади кислих, основних, середніх солей.
- Які кислоти чи основи не утворюють кислих та основних солей?
- Як можна одержати середні /нормальні/ солі із кислих і основних солей?
- Які солі можуть утворитися при взаємодії  $\text{Ca(OH)}_2$  і  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ?

### Лабораторна робота № 2

#### Елементи хімічної термодинаміки і термохімії. Визначення теплоти нейтралізації сильного лугу сильною кислотою

**2.1 Мета:** визначити теплоту реакції нейтралізації сильного лугу сильною кислотою.

#### 2.2 Короткі теоретичні відомості

У будь-якому процесі дотримується закон збереження енергії: теплота  $Q(q)$ , яка підведена до системи, витрачається на збільшення її внутрішньої

енергії  $U$  і на здійснення системою роботи  $A$  над довкіллям (перший закон термодинаміки):

$$Q(q) = \Delta U + A \quad (2.1)$$

Якщо хімічна реакція перебігає у відкритій посудині за постійної температури ( $p, T = \text{const}$ ) і єдиним видом роботи, яка звершується, є робота розширення ( $A = p\Delta V$ ), то тепловий ефект цієї реакції дорівнює зміні ентальпії системи:

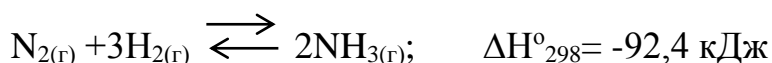
$$Q(q)_{p,T} = \Delta U + p\Delta V = \Delta H \quad (2.2)$$

$$\text{де } H = U + pV \quad (2.3)$$

За  $\Delta H > 0$  реакція називається ендотермічною (теплота підводиться до системи із довкілля), а за  $\Delta H < 0$  – екзотермічною (теплота виділяється у зовнішнє середовище).

Стандартні ентальпії  $\Delta H_{\text{утв}}$  (кДж/моль) є важливими характеристиками речовин. Малостійкі, реакційно здатні речовини мають  $+\Delta H_{\text{утв}}$ . Чим більше за абсолютною величиною негативне значення  $\Delta H_{\text{утв}}$ , тим сполука стабільніша і менш реакційноздатна.

Якщо у рівнянні хімічної реакції вказано її тепловий ефект, таке рівняння називають термохімічним. Наприклад:



Теплові ефекти хімічних реакцій вивчає термохімія. Необхідно пам'ятати закони термохімії: перший закон (закон Лавуазьє-Лапласа):

$$\overrightarrow{\Delta H}_{\text{x.p.}} = - \overleftarrow{\Delta H}_{\text{x.p.}}$$

Другий (основний) закон термохімії (закон Гесса) і важливий висновок із цього закону: зміна ентальпії хімічної реакції ( $\Delta H_{\text{x.p.}}$ ) дорівнює різниці між сумами ентальпій продуктів реакції і початкових (вихідних) речовин, з урахуванням коефіцієнтів у реакціях:

$$\Delta H^{\circ}_{\text{x.p.}} = \sum \nu_i H_{\text{прод.}} - \sum \nu_i H_{\text{почат.}} \quad (2.4)$$

Таким же чином здійснюють розрахунок  $\Delta S^{\circ}_{\text{x.p.}}$  (зміну ентропії системи) та  $\Delta G^{\circ}_{\text{x.p.}}$  (зміну ізобарно-ізотермічного потенціалу або енергії Гіббса).

Можливість і межі самодовільного протікання реакції за  $p, T = \text{const}$  визначається з врахуванням енергії Гіббса  $G = H - TS$ , де  $H$  – ентальпія,  $S$  – ентропія (міра неупорядкованості системи),  $T$  – температура, оскільки,  $\Delta G^{\circ}_T = \Delta H^{\circ} - T\Delta S^{\circ}$ , а у момент рівноваги  $\Delta G^{\circ}_T = 0$ , тоді  $\Delta H^{\circ} = T\Delta S^{\circ}$ , звідси  $T = \Delta H^{\circ} / \Delta S^{\circ}$ . Слід пам'ятати, що якщо  $\Delta G_T < 0$ , реакція протікає самодовільно; якщо  $\Delta G_T > 0$  – вона неможлива за даної температури. Межею самодовільного протікання реакції є умова  $\Delta G_T = 0$ .

Для розрахунку константи хімічної рівноваги використовують рівняння:

$$\Delta G^{\circ}_T = -2,3 RT \lg K \quad (2.5)$$

$$\Delta G^{\circ}_{298} = -5,6 \lg K, \text{ кДж/моль} \quad (2.6)$$

## 2.3 Експериментальна частина

### 2.3.1 Визначення теплоти нейтралізації сильного лугу сильною кислотою

Для вимірювання теплових ефектів реакцій застосовують (використовують) калориметри або калориметричні прилади (рисунок 2.1).

У зовнішню посудину (стакан ємністю 0,8 л) вставляється калориметричний стакан меншої ємності (0,5 л). Для запобігання втрати теплоти через стінки калориметричного стакану, між ними (стаканами) розміщують прокладки із корки (пробки). Калориметричний стакан закривають дерев'яною кришкою з отворами для термометра (ціна поділки 0,1 °С), перемішувача (мішалки) та лійки. Перемішувач приєднують до електродвигуна або приводять у рух механічно.

Теплота, яка виділяється або поглинається у калориметрі, розраховується за формулою:

$$Q = (m_p C_p + m_{ск} C_{ск}) \Delta t, \text{ за } \Delta t = t_{кінц} - t_{поч}, \quad (2.7)$$

де  $t_{кінц}$  і  $t_{поч}$  – відповідно кінцева і початкова температура у калориметричній склянці;  $m_{ск}$  і  $m_p$  – маса відповідно калориметричної склянки і рідини, яка у ній міститься;  $C_{ск}$  і  $C_p$  – питомі теплоємності відповідно скла і рідини.

Термохімічне рівняння реакції нейтралізації має вигляд:



Для досліду використовують розчини КОН (NaOH) і НСІ (HNO<sub>3</sub>) з  $C_n = 1,0$ . Для нейтралізації беруть рівні об'єми (100-150мл) розчинів лугу і кислоти.

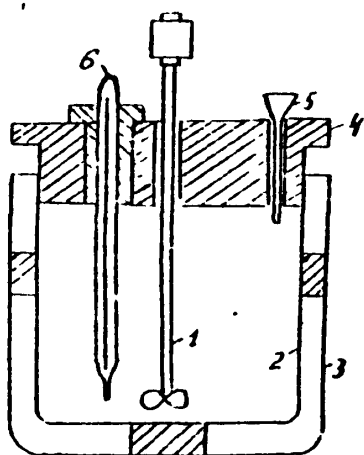


Рисунок 2.1 – Калориметрична установка

#### 2.3.1.1 Хід лабораторної роботи

Зважте сухий калориметричний стакан (з точністю до 0,1 г). Зберіть калориметричний прилад (рисунок 2.1) і через лійку 2 налейте в посуд (стакан) заданий об'єм розчину лугу з  $C_n = 1,0$ ; запишіть температуру розчину лугу  $t_A$  з точністю до 0,1 °С.

Налійте у мірний циліндр такий же об'єм розчину кислоти з  $C_n = 1,0$  і визначте температуру розчину  $t_k$  з тією ж точністю. Початкова температура суміші кислоти і лугу  $t_1$  – це середнє арифметичне від  $t_A$  і  $t_k$ .

Приведіть у рух перемішувач 1 і через лійку 2 швидко влийте кислоту із циліндра у калориметричний стакан, відмітьте саму високу температуру  $t_2$ , яку покаже термометр 6 після того, як злито розчини.

Дані досліду зведіть у таблицю 2.1

Таблиця 2.1 – Результати експерименту

| Маса калориметричного стакана,<br>$m_{ск}$ , кг | Сумарний об'єм рідини у стакані,<br>$V$ , мл | Температура, °С |       |       |       |
|---|--|-----------------|-------|-------|-------|
|   |  | $t_{\Lambda}$   | $t_k$ | $t_1$ | $t_2$ |
|   |  |                 |       |       |       |

За одержаними даними визначте:

- 1) різницю температур ( $t_2-t_1$ );
- 2) масу рідини ( $m_p$ ) у калориметричному стакані (густина розчину прийміть за 1,0);
- 3) теплоємність системи: питома теплоємність скла  $C_{ск} = 0,75 \cdot 10^3 \text{ Дж}/(\text{кг}\cdot\text{К})$ , а питома теплоємність розчину  $C_p = 4,18 \cdot 10^3 \text{ Дж}/(\text{кг}\cdot\text{К})$ ;
- 4) кількість тепла ( $Q$ ), що виділиться під час протікання реакції (формула 2.7);
- 5) число молей нейтралізованої кислоти (лугу) або число молей одержаної води ( $\nu$ ), враховуючи задану молярну концентрацію еквіваленту кислоти (лугу) і об'єм розчину;
- 6) теплоту нейтралізації  $\Delta H^{\circ}_T$  (кДж/моль  $\text{H}_2\text{O}$ );
- 7) порівняйте отримане експериментальне значення з теоретичним (див. короткі відомості);
- 8) розрахуйте відносну похибку.

#### 2.4 Висновок:

#### 2.5 Питання для самоконтролю (домашнє завдання)

- 1) Який розділ термодинаміки називається термохімією?
- 2) Як математично виражається взаємозв'язок внутрішньої енергії і ентальпії? Як залежить реакційна здатність речовини від значення та знаку  $\Delta H^{\circ}_{298}$ ? Як залежить  $\Delta H^{\circ}$  від температури? Який знак вказує на екзо- і ендотермічні реакції? Чому?
- 3) Що таке ентропія? На що вона вказує? Як залежить ентропія від температури, агрегатного стану, твердості речовин? Як приблизно, без обчислень, можна визначити  $\Delta S^{\circ}$ ?
- 4) Який зв'язок між енергією Гіббса і константою рівноваги? Навести приклади визначення температури початку реакції.
- 5) За яких значень енергії Гіббса (ізобарно-ізотермічного потенціалу) хімічний процес перебігає самодовільно?

## Лабораторна робота № 3

### Хімічна кінетика і рівновага

**3.1 Мета:** вивчити основні фактори, які впливають на швидкість хімічної реакції і зміщення хімічної рівноваги, а також енергію активації запропонованої реакції.

### 3.2 Короткі теоретичні відомості

Хімічна кінетика – це розділ хімії, який вивчає закономірності протікання хімічних реакцій (швидкість і механізм реакції), залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин, що виражається кінетичним рівнянням:

$$V = \frac{dC}{dt} = kC_1^p C_2^q C_3^n \dots, \quad (3.1)$$

де  $p, q, n$  – порядок реакції за відповідною речовиною. Сума цих показників дорівнює загальному порядку реакції.

Для реакції першого порядку  $\ln C = \ln C_0 - kt$ , де  $k$  – константа швидкості реакції. За тангенсом кута нахилу прямої до осі  $t$  визначають  $k$ . Для реакції другого порядку лінійною є залежність  $1/C$  від  $t$ :  $1/C = 1/C_0 + k't$ .

У даному випадку тангенс кута нахилу також дорівнює константі швидкості реакції. Та залежність, яка є лінійною, визначає порядок реакції.

Необхідно пам'ятати закон діяння мас  $v = k [A]^2[B]^3$  для реакції



Залежність швидкості реакції від температури – правило Вант-Гоффа:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}, \quad \text{де } \gamma - \text{температурний коефіцієнт реакції} \quad (3.2)$$

Залежність константи швидкості хімічної реакції від частки ефективних співударів виражається рівнянням Арреніуса:

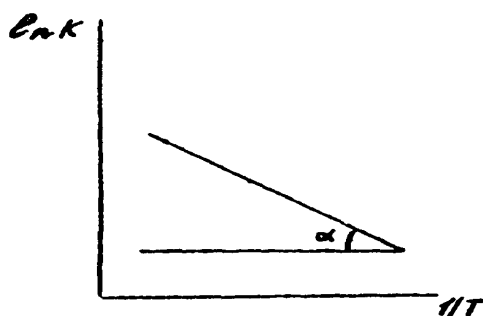


Рисунок 3.1 – Залежність швидкості реакції від температури

$$k = A e^{\frac{-E_{акт}}{RT}} \quad \text{або}$$

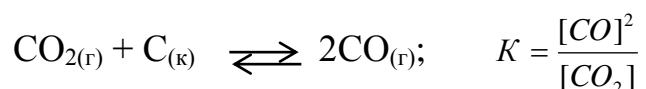
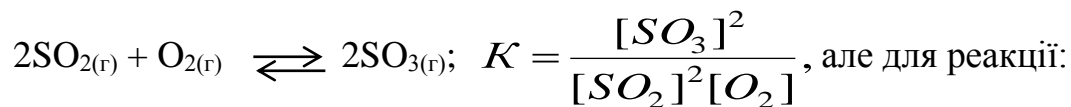
$$\ln k = \ln A - \left(\frac{E_{акт}}{RT}\right) \quad (3.3)$$

де  $E_{акт}$  – енергія активації;  $A$  – передекспоненціальний множник, пропорційний загальній кількості співударів.

Побудувавши графік залежності  $\ln k = f(1/T)$ , обчислюють енергію активації процесу (рисунок 3.1). Константа хімічної рівноваги визначає

напрямок протікання реакції:  $K \gg 1$  – рівновага зміщена вправо;  $K \ll 1$  – рівновага зміщена вліво;  $K \approx 1$  – реакція оборотна, стан рівноваги. Зміщення

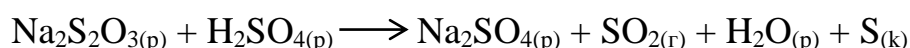
хімічної рівноваги здійснюється за принципом Ле- Шательє. Основні фактори зміщення рівноваги: концентрація речовини, температура і тиск. Необхідно пам'ятати, що концентрація твердих речовин не входить у вираз закону діяння мас (входять лише рівноважні концентрації речовин у газовій або рідкій фазі). Наприклад, для зворотних реакцій:



### 3.3 Експериментальна частина

#### 3.3.1 Швидкість гомогенних реакцій

3.3.1.1 Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин вивчають на прикладі взаємодії розчину натрій тіосульфату з сірчаною (сульфатною) кислотою:



Ознакою реакції є помутніння розчину внаслідок утворення сірки. У три пробірки додайте із бюретки розчин  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  з  $C_M = 0,1$  і воду, згідно даних таблиці 3.1 (не переплутайте пробірки!); у інші три пробірки налейте із бюретки по 5 мл розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $C_M = 1,0$ ). Злийте попарно приготовлені розчини  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (приливати необхідно розчин натрій тіосульфату до розчину сульфатної кислоти). За допомогою секундоміра відлічіть час моменту появи помутніння у кожній пробірці. Результати досліду занесіть до таблиці 3.1.

Таблиця 3.1 – Вихідні дані та результати експерименту

| Об'єм, мл                               |                            |                               | $C_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$ ,<br>моль/л | Час до появи<br>помутніння,<br>t, с | $v_{\text{умов}} = 1/t$ ,<br>с <sup>-1</sup> |
|---|----------------------------|-------------------------------|---|-------------------------------------|--|
| $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$<br>а) | $\text{H}_2\text{O}$<br>б) | $\text{H}_2\text{SO}_4$<br>в) |   |                                     |  |
| 5                                       | 10                         | 5                             | 0,025   |                                     |  |
| 10                                      | 5                          | 5                             | 0,050   |                                     |  |
| 15                                      | 0                          | 5                             | 0,075   |                                     |  |

Побудуйте графік залежності швидкості реакції розкладу натрій тіосульфату залежно від концентрації. Який висновок можна зробити про порядок досліджуваної реакції на підставі одержаної залежності?

3.3.2.2 Залежність швидкості реакції від температури. У три пробірки додайте по 5 мл розчину  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  ( $C_M = 0,1$ ), а у три інші – по 5 мл розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $C_M = 1,0$ ). Першу пару пробірок з  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  та  $\text{H}_2\text{SO}_4$  помістіть в стакан з

водою при температурі 60-80 °С і через 3-5 хвилин, вимірявши температуру води у стакані, злийте разом вміст однієї пари пробірок з H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> і Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, відлічуючи час до початку помутніння. Потім у стакан прилийте трохи холодної води так, щоб температура води у склянці зменшилась приблизно на 10°С. Помістіть у стакан другу пару пробірок з H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> і Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, витримайте розчин при цієї температури 3-5 хвилин, злийте вміст другої пари пробірок, зазначте також час появи помутніння. Дослід з останньою парою пробірок проведіть при температурі, приблизно на 20 °С нижчій за початкову. Результати дослідів занесіть до таблиці 3.2.

Таблиця 3.2 – Результати дослідів

| Т, К | 1/Т | Час від початку відрахунку до помутніння τ, с | v <sub>умов</sub> = 1/τ, с <sup>-1</sup> | Ig v |
|------|-----|---|--|------|
|      |     |   |  |      |

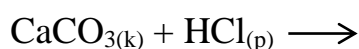
Побудуйте графік залежності логарифма швидкості реакції від оберненого значення абсолютної температури. За графіком визначіть тангенс кута нахилу і обчисліть енергію активації:

$$E = 2,3 R \operatorname{tg} \alpha. \quad (3.4)$$

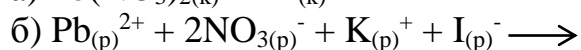
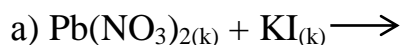
Енергія активації даної реакції лежить в межах 40-120 кДж/моль. Зробіть висновок про отриманий результат .

### 3.3.2 Швидкість гетерогенних реакцій

3.3.2.1 Взаємодія мармуру з хлоридною кислотою. Доберіть два однакових шматочки мармуру або крейди. Один із них розітріть у ступці в порошок і помістіть на лист паперу. Додайте у два хімічні стакани по 20 мл розчину хлоридної кислоти і одночасно в один занурте кусочок мармуру, а у інший – порошок. У якому із стаканів реакція протікає швидше і чому? Закінчіть рівняння реакції взаємодії мармуру з хлоридною кислотою:

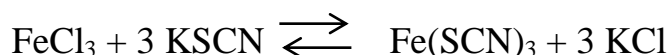


3.3.2.2. Реакція між твердими калій йодидом і плюмбум (II) нітратом. Помістіть у суху порцелянову ступку невелику кількість калій йодиду, а потім – таку ж кількість плюмбум (II) нітрату. Чи є які-небудь зміни? Розітріть кристали товчачиком і спостерігайте появу помітного жовтого забарвлення. Змочіть суміш водою – спостерігайте миттєве забарвлення у яскраво-жовтий колір. Поясніть дослід у цілому, складіть рівняння реакцій між компонентами у кристалічному стані і у розчині:



### 3.3.3 Хімічна рівновага

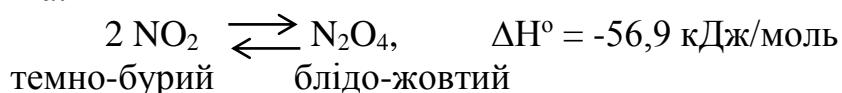
3.3.3.1 Вплив концентрації на зміщення рівноваги. Для досліду зручно використати зворотну реакцію утворення ферум (III) роданіду:



Розчин ферум (III) роданіду інтенсивно забарвлений у кров'янисто-червоний колір,  $\text{FeCl}_3$  – у жовтий, а розчини  $\text{KSCN}$  і  $\text{KCl}$  – безбарвні. При зміні концентрації  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$  забарвлення розчину змінюється, що вказує на напрямок зміщення хімічної рівноваги.

До 20 мл води у невеликій склянці додайте 1-2 краплі насичених розчинів  $\text{FeCl}_3$  і  $\text{KSCN}$  ( $\text{NH}_4\text{SCN}$ ). Одержаний розчин розлийте у 4 пробірки: у першу прилийте кілька крапель концентрованого розчину  $\text{KSCN}$  (або  $\text{NH}_4\text{SCN}$ ), у другу – розчину  $\text{FeCl}_3$ , у третю – додайте невелику кількість кристалічного  $\text{KCl}$  (або  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ), а четверту пробірку залиште для порівняння. Користуючись законом діяння мас, поясніть зміну забарвлення у перших трьох пробірках.

3.3.3.2 Вплив температури на зміщення рівноваги. За температур від  $-11,2$  до  $140$  °С молекули  $\text{NO}_2$  і  $\text{N}_2\text{O}_4$  перебувають у стані рівноваги, реакція зворотна:



Одну частину запаяної посудини, яка містить суміш  $\text{NO}_2$  і  $\text{N}_2\text{O}_4$ , помістіть у склянку з гарячою водою, другу – у склянку з водою і льодом. Що Ви спостерігаєте? Поясніть ці явища, використавши принцип Ле-Шательє. У яких випадках зворотна реакція відбувається у прямому і у зворотному напрямках?

### 3.4 Висновок:

#### 3.5 Питання для самоконтролю (домашнє завдання)

1. Від яких факторів залежить константа швидкості реакції і у чому полягає її фізичний зміст? Енергія активації та рівняння Арреніуса.
2. Написати рівняння для константи хімічної рівноваги реакцій
$$\text{CO}_{(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(r)} \rightleftharpoons \text{CO}_2_{(r)} + \text{H}_2_{(r)}$$
$$\text{CO}_2_{(r)} + \text{C}_{(к)} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(r)}$$
$$\text{N}_2_{(r)} + 3\text{H}_2_{(r)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_3_{(r)}$$
3. У скільки разів збільшиться швидкість хімічної реакції, якщо збільшити температуру від  $20$  до  $75^\circ\text{C}$  ( $\gamma=2,8$ )? Аргументуйте відповідь правилом Вант-Гоффа.
4. Відповідно до принципу Ле-Шательє визначити напрямок, у якому зміститься рівновага у системах (залежно від  $T$ ,  $P$  і концентрації):
  - а)  $\text{CO}_{(r)} + \text{Cl}_2_{(r)} \rightleftharpoons \text{COCl}_2_{(r)}$ ;  $\Delta H^\circ > 0$ ;
  - б)  $\text{H}_2_{(r)} + \text{I}_2_{(r)} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(r)}$ ;  $\Delta H^\circ < 0$



5. Як залежить константа рівноваги від температури для екзо- та ендотермічних реакцій? Коли вона майже не залежить від температури?

## Лабораторна робота № 4

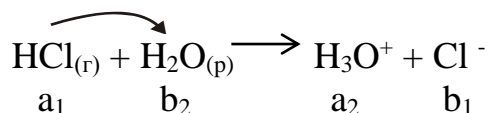
### Електролітична дисоціація. Розчини електролітів.

### Кисотно-основна рівновага

**4.1 Мета:** вивчити фізико-хімічну рівновагу електролітів і визначити електричну провідність та рН розчинів

#### 4.2 Короткі теоретичні відомості

Електролітична дисоціація – це розпад молекул електроліту на йони під дією полярних молекул розчинника. Необхідно мати на увазі, що з точки зору протеолітичної теорії електролітична дисоціація – це процес взаємодії молекул електроліту з розчинником (водою), у результаті чого відбувається йонізація, а потім, власне, розпад молекул на йони – дисоціація:



Необхідно пам'ятати, що кислота – це донор протонів, а основа – їх акцептор (acidum – кислота, basis – основа); в протеолітичних реакціях розглядаються відповідні пари:  $a_1 \longrightarrow b_1$  і  $a_2 \longrightarrow b_2$  (див. вище).

Обов'язково треба звернути увагу на взаємозв'язок ступеня дисоціації  $\alpha$  і константи дисоціації  $K$ , а також назвати фактори, які впливають на  $\alpha$  і  $K$ . Один із важливих факторів, який впливає на  $\alpha$  - це концентрація розчину:

$$\alpha = \sqrt{K/C} \quad (4.1)$$

Це вираз закону розведення Оствальда.

Силовий показник кислоти  $pK_a$  (основи  $pK_b$ ) характеризує силу електроліту:  $pK = -\lg K$  ( $pK_a = -\lg K_a$  або  $pK_b = -\lg K_b$ ). При цьому  $pK_a + pK_b = 14$ ; звідси  $pK_a = 14 - pK_b$ ; коли  $pK < 0$  – дуже сильні;  $pK = 0 \dots 4,5$  – сильні;  $pK = 4,5 \dots 9,5$  – слабкі;  $pK = 9,5 \dots 14$  – дуже слабкі;  $pK > 14$  надзвичайно слабкі.

Повторити і вміти вивести вираз йонного добутку води:  $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$ ; звідси  $pK_w = -\lg K_w = 14$ , а також водневий показник:  $pH = -\lg [\text{H}^+]$  і гідроксильний  $pOH = -\lg [\text{OH}^-]$ . При цьому, коли  $pH = 7$  – це нейтральний розчин;  $pH < 7$  – кислий і  $pH > 7$  – лужний; звернути увагу на коефіцієнт активності  $f$ , йонну силу розчину, яка впливає на розчинність хімічних сполук, і методи їх визначення. Вміти писати реакції електролітичної дисоціації кислот, основ і солей.

Гідроліз солей – це окремий випадок протеолізу; протікає за катіоном (через аквакомплекс) або за аніоном. Звернути увагу на гідроліз карбонатів і сульфідів  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ , які гідролізуються незворотно.

Повторити поняття ступінь і константа гідролізу, яким чином збільшити чи зменшити гідроліз або й зовсім його “подавити”. Практичне значення гідролізу полягає у тому, що він певною мірою зумовлює агресивність електроліту (рН розчину, ступінь і константу гідролізу).

### 4.3 Експериментальна частина

#### 4.3.1 Електрична провідність розчинів електролітів

Прилад складається із широкогорлої посудини з гумовою пробкою (рисунок 4.1), через яку проходить лійка і два вугільних електроди, які мають на верхніх кінцях клеми. У склянку через лійку додайте дистильовану воду, і, приєднавши прилад до електромережі, ввімкніть струм. Загоряється лампочка чи ні? Електрична лампочка сигналізує про наявність струму в замкнутому колі. Дослід повторити, наповнюючи склянку послідовно розчинами етилового (чи іншого) спирту, цукру, хлоридної кислоти, калій нітрату (калій хлориду) і натрій гідроксиду

Перед кожним наступним дослідом промийте електроди і посудину та ополосніть їх дистильованою водою. Розчини яких речовин проводять струм? Що називається електролітом? Складіть рівняння електролітичної дисоціації досліджених електролітів. Якими йонами характеризуються розчини кислот і лугів? Заповніть таблицю 4.1.

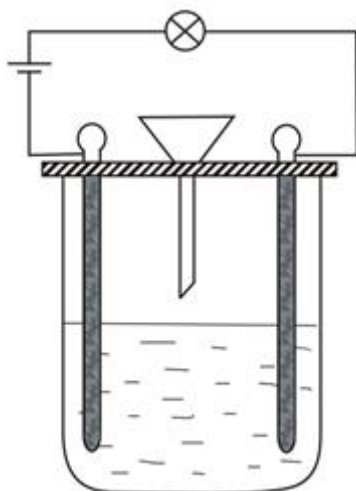


Рисунок 4.1 – Прилад для визначення електричної провідності розчинів

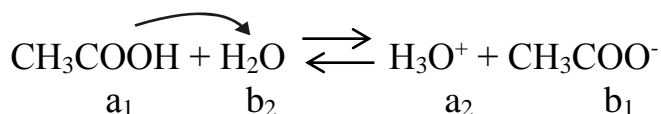
Таблиця 4.1 – Результати експерименту

| Досліджуваний розчин | Електроліт (Так/Ні) | Рівняння електролітичної дисоціації |
|----------------------|---------------------|-------------------------------------|
|                      |                     |                                     |

#### 4.3.2 Залежність електричної провідності від концентрації

Налийте у прилад 20 мл концентрованої оцтової кислоти і випробуйте її електричну провідність, потім у кислоту прилийте при перемішування

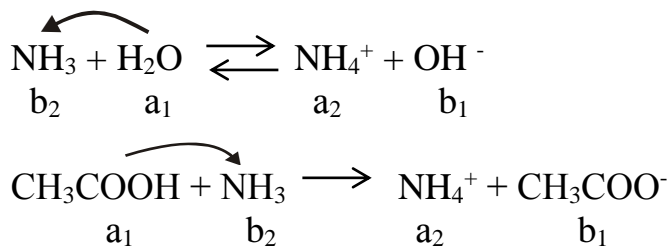
дистильовану воду і спостерігайте за зміною розжарювання дротика індикаторної лампочки. Зробіть висновок про причину даного явища. За рівнянням реакції:



зробіть висновок, у якому напрямку зміщується хімічна рівновага при збільшенні концентрації води.

#### 4.3.3 Ступінь дисоціації лугу і солі

У склянку приладу для визначення електричної провідності влийте невелику кількість 20% -ного розчину аміаку (один об'єм) і ввімкніть струм. Зазначте інтенсивність розжарювання електричної лампочки. Вимкніть струм. Обережно, невеликими порціями додайте льодову оцтову кислоту (половину об'єму). Розчин перемішайте, охолодіть і ввімкніть струм. Як змінюється розжарювання дротика електричної лампочки? Поясніть проведений дослід на підставі рівняння реакцій:



Зробіть висновок, до слабких чи сильних електролітів належить розчин солі?

#### 4.3.4 Рівновага у розчині слабкої кислоти

Налийте у пробірку 4-5 мл води, додайте краплю концентрованої оцтової кислоти і 2 краплі розчину метилоранжу. У який колір забарвлюється розчин і чому? Складіть рівняння електролітичної дисоціації оцтової кислоти і вираз константи дисоціації.

Розлийте розчин на дві рівні частини і до однієї з них додайте декілька кристалів натрій ацетату, збовтайте і порівняйте забарвлення розчинів у обох пробірках. Дайте пояснення, використавши для цього рівняння дисоціації оцтової кислоти і вираз константи рівноваги.

Що треба ввести у розчин слабкої кислоти для зміщення рівноваги у бік утворення недисоційованих молекул? Поясніть вплив на дисоціацію слабого електроліту однойменного йону.

#### 4.3.5 Визначення реакції середовища за допомогою індикаторів

Налийте у чотири пробірки невелику кількість розбавленого розчину якої-небудь кислоти, а у інші чотири – дистильовану воду і ще у чотири – розведений розчин лугу. Пробірки розділіть на три серії (кислота, вода, луг) і

додайте у кожен по кілька крапель розчинів індикаторів: у першу – лакмус, у другу – метиловий оранжевий, у третю – фенолфталеїн, а у четверту – універсальний індикатор. Вміст пробірок перемішайте скляними паличками. Спостерігайте забарвлення індикаторів, а одержані результати запишіть у вигляді таблиці 4.2.

Таблиця 4.2 – Результати експерименту

| Індикатор           | Реакція середовища |              |                   | Межа переходу рН забарвлення індикатора |
|---------------------|--------------------|--------------|-------------------|---|
|                     | кисла рН < 7       | Лужна рН > 7 | нейтральна рН = 7 |   |
| Лакмус              |                    |              |                   | 5...8                                   |
| Метиловий оранжевий |                    |              |                   | 3,2...4,4                               |
| Фенолфталеїн        |                    |              |                   | 8...10                                  |
| Універсальний       |                    |              |                   |   |

#### 4.3.7 Гідроліз солей

4.3.7.1 У шість пронумерованих пробірок налейте по 3 мл: у першу – дистильовану воду, у другу – розчин  $K_2CO_3$  або  $Na_2CO_3$ , у третю – розчин  $Al_2(SO_4)_3$ , у четверту – розчин  $KNO_3$ , у п'яту – розчин  $Na_3PO_4$  і у шосту розчин  $CH_3COONH_4$ . У кожен пробірку занурте по смужці універсального індикаторного паперу. Порівняйте забарвлення паперу з еталоном і визначіть рН середовища у кожній пробірці. Перевірте рН за рН-метром. Складіть рівняння гідролізу відповідних солей. Одержані дані занесіть до таблиці 4.3.

Таблиця 4.3 – Результати експерименту

| Номер пробірки | Формула (розчин речовини) | Забарвлення | рН середовища | рН                 |         | Чи гідролізує сіль? Так/Ні |
|----------------|---------------------------|-------------|---------------|--------------------|---------|----------------------------|
|                |                           |             |               | універс. індикатор | рН-метр |                            |
|                |                           |             |               |                    |         |                            |

4.3.7.2 Налийте у пробірку 3-4 мл розчину цинк (II) хлориду. Зробіть пробу на реакцію середовища за допомогою будь-якого індикатора. У розчин занурте шматочок цинку і нагрійте. Спостерігайте виділення газу. Якого? Складіть рівняння відповідних реакцій.

#### 4.4 Висновок:

#### 4.5 Питання для самоконтролю (домашнє завдання)

1. Які системи називаються дисперсними? Як їх класифікують залежно від величини частинок дисперсної фази? Наведіть приклади.
2. Що таке сольвати (гідрати)? Яка причина їх утворення? Поясніть це, використавши фізико-хімічну теорію розчинів Д.І. Менделєєва.
3. Що таке розчинність і які фактори впливають на розчинність газоподібних, рідких і твердих речовин.
4. Які Ви знаєте основні способи вираження концентрації розчинів? Дайте визначення наступним концентраціям:  $C_M$ ,  $C_n$ ,  $m_B$  ( $C_m$ ) і  $W\%$ .
5. Наведіть приклади неелектролітів і електролітів та основні положення теорії електролітичної дисоціації.
6. Що таке ступінь і константа дисоціації? Від яких факторів вони залежать? Підкріпіть залежність  $\alpha$  від  $C$  законом розведення Оствальда.
7. Що таке йонний добуток води і рН? Якими методами можна визначити рН розчину? Наведіть конкретні приклади.
8. Наведіть приклади типових протеолітичних реакцій: дисоціації (йонізації), нейтралізації та гідролізу (через аквакомплекс для катіонів).

### Лабораторна робота № 5

#### Електрохімічні процеси

**5.1 Мета:** вивчити основні електрохімічні процеси, які застосовуються в промисловості, обчислити ЕРС ( $\Delta E$ ) гальванічного елемента.

#### 5.2 Короткі теоретичні відомості

При вивченні елементів електрохімії зверніть увагу на взаємні переходи хімічної і електрохімічної енергій. Наведіть приклади, які підкріплюють ці положення.

Повторіть поняття про електродний потенціал, його визначення за рівнянням Нернста (формула 5.1):

$$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = E^0_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} + \frac{0,059}{nF} \ln a_{\text{Me}^{n+}}, \quad (5.1)$$

для металічних пар типу:  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$ ;  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0$  і ін.; а також для редокс пар типу:  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ ;  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+$  і ін.; ряд активностей (напруг), види гальванічних елементів і акумуляторів, принцип їх дії, джерела струму, явище поляризації, поняття про потенціал розкладу та вихід за струмом.

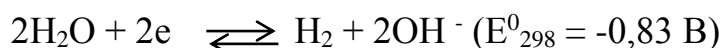
Зверніть увагу на процеси електролізу розчинів і розплавів, їх застосування у гальванотехніці, гальваностегії (металеві покриття) і гальванопластиці (рельєфні металеві копії), для одержання (добування) багатьох промислових продуктів: їдких лугів, газів (хлору, водню, кисню) металів (алюмінію, натрію, магнію, калію та ін.).

Згадайте, що електроліз – це окисно-відновний процес, який відбувається на електродах в умовах проходження постійного електричного струму через

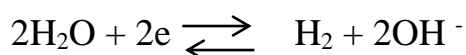
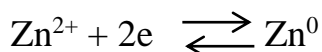
розчин або розплав електроліту. На катоді завжди протікає процес відновлення, а на аноді – окиснення. Електроліз підкоряється законам Фарадея (повторіть їх). Необхідно пам'ятати, що при проходженні 96500 Кл через розчин чи розплав електроліту виділяється 1 моль еквівалентів будь-якої речовини, наприклад, 12 г Mg, 20 г Ca, 1,008 г або 11,2 л H<sub>2</sub>, 8 г або 5,6 л O<sub>2</sub> і ін.

На електроліз впливають: густина струму, матеріал електродів, склад електроліту та інші фактори.

Майте на увазі, що розряд (відновлення) катіонів активних металів у розчинах їх солей не протікає, оскільки вони є надзвичайно слабкими окисниками, тому катіони металів від Li<sup>+</sup> до Al<sup>3+</sup> включно не розряджуються на катоді. У цьому випадку протікає електровідновлення води на катоді:



Катіони, які розміщено у ряду напруг від Mn<sup>2+</sup> до Pb<sup>2+</sup> розряджуються одночасно з водою (питання дискусійне). Наприклад:

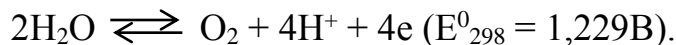


Побічний процес виділення водню на катоді при електроосажденні металів значно знижує ефективність електролізу за рахунок охрупчування (збільшення крихкості) воднем електролітичних осадів і металевої основи, на яку наноситься покриття. Це явище максимально гальмують на виробництві, подавляючи катодне виділення водню спеціальними добавками – інгібіторами.

Катіони, які стоять в ряду активності за воднем (Cu<sup>2+</sup> → Au<sup>3+</sup>), розряджуються найлегше, оскільки це сильні окисники (позитивний електродний потенціал):

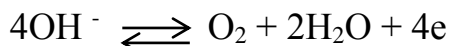


Розряд аніонів на інертних електродах (C, Pt, Au) проходить у такій послідовності: S<sup>2-</sup>, I<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup>, Cl<sup>-</sup>, OH<sup>-</sup>. Кисневмісні аніони вимагають більшого потенціалу розряду, тому у цьому випадку на аноді електроокисненню підлягає вода:

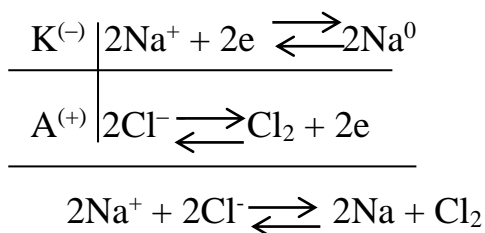


Зверніть увагу на те, що електроліз розчинів типу Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, KNO<sub>3</sub> і інших солей зводиться практично до електроокиснення води на аноді і електровідновлення її на катоді. При цьому на аноді проходить підкислення (pH < 7), а на катоді – збільшення (підвищення) лужного середовища (pH > 7).

На розчинних електродах (Fe, Zn, Cu, Ni та ін.) не відбувається розряд йонів, а розчиняється сам анод:  $\text{Fe} - 2e \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$ . Йони Гідрогену розряджуються з кислот:

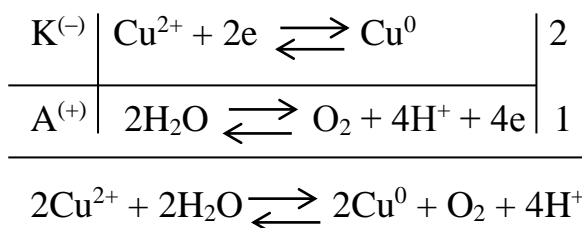


При електролізі розплаву розряджуються катіони і аніони електроліту, наприклад, розплав  $\text{NaCl} \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

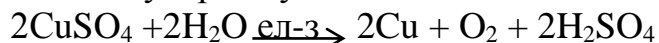


**Приклад 1** Як протікає електроліз водного розчину  $\text{CuSO}_4$ ?

**Розв'язування:**  $\text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$

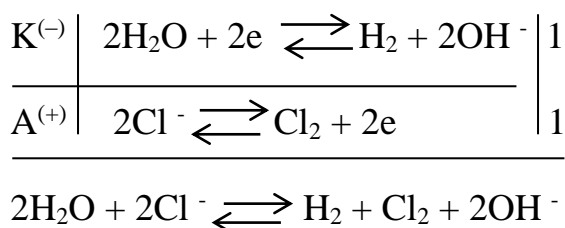


У молекулярному вигляді:

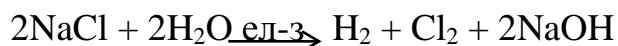


**Приклад 2** Як протікає електроліз водного розчину  $\text{NaCl}$ ?

**Розв'язування:**  $\text{NaCl} \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$



У молекулярному вигляді:



## 5.3 Експериментальна частина

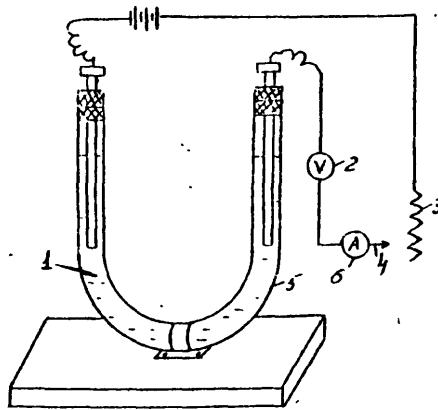
### 5.3.1 Збирання гальванічного елемента

У склянку налийте розчин цинк (II) сульфату ( $C_n = 1,0$ ), занурте цинковий електрод. У іншу склянку помістіть розчин купрум (II) сульфату ( $C_n = 1,0$ ) і занурте мідний електрод. З'єднайте склянки сифонною трубкою. Полюси зібраного гальванічного елемента приєднайте до чутливого гальванометра. Що спостерігається? Як можна пояснити виникнення електричного струму у зібраному елементі? Який із полюсів елемента і чому заряджений негативно? Обчисліть ЕРС елемента. Складіть схеми інших гальванічних елементів, визначіть елемент з водневою деполяризацією. У якому із них деполяризатором є катіон металу?

### 5.3.2 Електроліз розчину натрій сульфату

В електролізер (рисунок 5.1) додайте розчин натрій сульфату і потім декілька крапель розчину метилового оранжевого. Вставте вугільні електроди, закріпіть трубку в штативі. Електроди з'єднайте з джерелом постійного струму на 5 – 10 В. Уважно слідкуйте за процесом електролізу. На що вказує зміна забарвлення індикатора навколо електродів?

Поясніть явища, що спостерігаються. Складіть рівняння реакцій, які перебігають на катоді і на аноді. Вкажіть, що окиснюється і що відновлюється? Зробіть розрахунок виходу за струмом (за даними, які візьміть у викладача).



1 – розчин електроліту, 2 – вольтметр,  
3 – реостат, 4 – повзунок реостату,  
5 – електролізер, 6 – амперметр  
Рисунок 5.1 – Схема приладу для електролізу

### 5.3.3 Електроліз розчину мідного купоросу

У електролізер налийте розчин з масовою часткою мідного купоросу – купрум (II) сульфату – 30%, занурте у нього вугільні електроди і приєднайте їх до джерела постійного струму. Електроліз відбувається за  $V = 6-10$  В і  $I = 1$  А кілька хвилин (12-15), уважно слідкуйте за тим, що проходить на електродах.



Який газ виділяється на аноді? Складіть рівняння реакцій, які проходять на електродах. Що у цьому випадку окиснюється і що відновлюється? Зробіть відповідні обчислення за законами Фарадея.

### **5.3.4 Електроліз розчину калій йодиду**

У електролізер налейте розчин з масовою часткою калій йодиду 10% (катод – алюмінієвий, анод – вугільний). Електроди приєднайте до джерела постійного струму. Електроліз проводять за  $V = 10 \text{ В}$  і  $I = 1-1,5 \text{ А}$ . Що при цьому виділяється на катоді та на аноді? Складіть рівняння процесів, які протікають на електродах. Що окиснюється і що відновлюється? Зробіть розрахунки, аналогічні попередньому досліді.

### **5.3.5 Електроліз розчину сульфатної кислоти з розчинним анодом**

Збирають електролізер з мідними електродами. Наливають у нього розведenu сульфатну кислоту (1:10). Прилад приєднують до джерела постійного струму. Через деякий час розчин біля анода набуває синього забарвлення. Складіть рівняння окисно-відновних реакцій, які проходять на електродах. Зробіть розрахунки, аналогічні попереднім дослідом.

## **5.4 Вмчновок:**

### **5.5 Питання для самоперевірки (домашнє завдання)**

1. Що називається електродним потенціалом металу? Неметалу?
2. Що являє собою водневий електрод?
3. Що називається стандартним електродним потенціалом?
4. Які процеси протікають біля катоду і аноду під час електролізу?
5. Що називають електролізом? Які фактори впливають на напругу електролізера?
6. Що таке вихід за струмом і від яких факторів він залежить?
7. У чому різниця процесів електролізу з розчинним і нерозчинним анодом?
8. Які процеси окиснення-відновлення перебігають на катоді і на аноді при електролізі водного розчину  $\text{NiCl}_2$ , якщо: а) анод нікелевий і б) анод графітовий (вугільний)?
9. У якій послідовності виділяться на катоді метали при електролізі розчинів, що містять йони  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$  і  $\text{Ni}^{2+}$ ?

## **Лабораторна робота № 6**

### **Загальні властивості металів. Легкі конструкційні метали Берилій, Магній, Алюміній, Титан**

**6.1 Мета:** вивчити загальні властивості металів (хімічні та фізичні) та хімічні властивості легких конструкційних металів і їх сполук.

## 6.2 Короткі теоретичні відомості

Виробництво металів має важливе значення у розв'язанні питань науково-технічного прогресу. Необхідно пам'ятати, що причиною спільності фізичних, фізико-хімічних, хімічних та механічних властивостей металів є їх електронна будова і природа кристалічної структури.

Наявністю електронів провідності у металах пояснюється їх висока тепло- і електропровідність, фотоелектричний ефект і термоелектронна емісія. Зв'язок між теплопровідністю, електричною провідністю і температурою виражається узагальненим законом Відемана-Франца-Лоренца:

$$\lambda/\sigma T = \text{const} = 2,4 \cdot 10^{-8}, \text{ В}^2 \cdot \text{град}^{-2} \quad (6.1)$$

де  $\lambda$  - питома теплопровідність,  $\text{Вт} \cdot \text{град}^{-1}$ ;  $\sigma$  - питома електрична провідність,  $\text{Ом}^{-1} \cdot \text{см}^{-1}$ ;  $T$  - абсолютна температура,  $\text{К}$

Для термоелектронної емісії існує рівняння Річардсона-Дешмена:

$$I = A T^2 e^{\frac{\varphi_e}{RT}}, \text{ А} \cdot \text{см}^{-2} \quad (6.2)$$

де  $I$  – густина струму емісії,  $\text{А} \cdot \text{см}^{-2}$ ;  $A$  - константа;  $\varphi_e$  – робота виходу електрона,  $\text{еВ}$  (або  $\text{ерг}$ );  $K$  – стала Больцмана ( $K=R/N_A$ );  $R$  - універсальна газова стала;  $N_A$  – стала Авогадро.

Рівняння (6.2) застосовується і для фотоелектричної емісії, яка відкрита О.Г. Столетовим.

Робота виходу електрону характеризується рівнем Фермі – це енергетичний бар'єр, додаткова енергія, яку повинні отримати електрони провідності (за рахунок теплової або світлової енергії), щоб подолати межу поділу (яку створюють позитивно заряджені остови атомів) метал-вакуум або інше середовище. З точки зору термодинаміки рівень Фермі – це хімічний потенціал електрона у твердому тілі.  $\varphi_e$  майже наполовину менше потенціалу іонізації вільного атома металу, вона залежить від стану і орієнтації поверхні кристала.

Важливе практичне значення мають сплави металів (подвійні, потрійні та ін.), гомогенні (однофазні) системи і гетерогенні (суміші), які складаються з кількох фаз. Однорідні сплави складаються із суміші дрібних кристалів вихідних (початкових) компонентів (евтектика), наприклад:  $\text{Sn}+\text{Pb}$ ,  $\text{Bi}+\text{Cd}$ . При хімічній взаємодії можуть утворюватися інтерметалічні сполуки:  $\text{Mg}_2\text{Cu}$ ,  $\text{MgCu}_2$ ,  $\text{Al}_6\text{Mn}$  та ін. Близькі за властивостями метали утворюють змішані кристали однорідних сплавів – тверді розчини заміщення та ін. Фізико-хімічний аналіз сплавів розроблено М.С. Курнаковим та Д.А.Черновим.

У металах можуть розчинятися і гази, в основному, Гідроген, Нітроген і деколи – Оксиген, атоми яких мають непарні електрони. Атоми благородних газів у металах не розчиняються, оскільки вони мають стійкі електронні конфігурації ( $s^2$ ,  $s^2p^6$ ).

Якщо Гідроген і Нітроген не утворюють стійких гідридів, нітридів, розчинність їх описується законом Сівертса:

$$S = K_T \cdot P_{A_2}^{0,5}, \text{ см}^3/100\text{г}, \quad (6.3)$$

де  $K_T$  – константа розчинності, яка залежить від температури;  $P_{A_2}$  – парціальний тиск  $H_2$  ( $N_2$ ) над поверхнею металу.

За хімічними властивостями усі метали – відновники. Здатність віддавати електрони – відновлювальна активність металів визначається (для водних розчинів) положенням металу в ряду напруг.

Метали взаємодіють з елементарними окисниками (неметалами), утворюючи прості сполуки: оксиди ( $MgO$ ,  $Al_2O_3$ ,  $Fe_2O_3$ ), сульфіди ( $FeS$ ,  $PbS$ ,  $MnS$ ), галіди ( $NaCl$ ,  $BeF_2$ ,  $KBr$ ), бориди ( $Mg_3B_2$ ), карбіди ( $Al_4C_3$ ,  $CaC_2$ ), нітриди ( $Mg_3N_2$ ,  $TiN$ ,  $AlN$ ), фосфіди ( $Mg_3P_2$ ,  $MnP$ ), гідриди ( $MgH_2$ ,  $TiH$ ), силіциди ( $Mg_2Si$ ); з водою (від  $Li$  до  $Al$ ), з кислотами, “царською водкою” ( $HNO_3+HCl$ ), лугами та солями.

Берилій, Магній, Алюміній, Титан і їх сплави знайшли широке застосування у техніці як конструкційні матеріали з цінними фізико-механічними властивостями.

Для сполук металів характерна  $sp$ -,  $sp^3$  - та  $sp^3 d^2$  – гібридизація, яка обумовлює лінійну будову  $BeCl_2$ , тетрагональну –  $K_2[BeF_4]$  і  $Na[Al(OH)_4]$  та октаедричну  $Na_3[AlF_6]$  відповідно.

У концентрованих кислотах ( $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$ )  $Be$  і  $Al$  пасивнішають. У лугах розчиняються Берилій і Алюміній, утворюючи у розплавах прості металати (наприклад:  $Na_2BeO_2$ ,  $NaAlO_2$ ), а у розчинах – комплексні сполуки, наприклад:  $Na_2[Be(OH)_4]$ ,  $Na[Al(OH)_4]$ . Титан розчиняється у розплавлених лугах за наявності окисників. Металічний титан дуже повільно взаємодіє з розбавленими кислотами і достатньо легко з концентрованими.

## 6.3 Експериментальна частина

### 6.3.1 Хімічні властивості металів

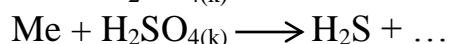
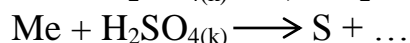
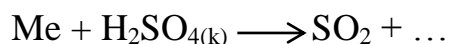
6.3.1.1 Взаємодія активних металів з водою. Повторіть досліди взаємодії лужних металів з водою (див. тему: ”Будова атомів і періодичний закон Д.І.Менделєєва”). Перелічіть усі відомі метали, які за звичайної температури взаємодіють з водою. Поясніть, який метал найбільш енергійно взаємодіє з водою і чому? Використайте для пояснення цього явища фізико-хімічні властивості металів (величини  $E^0_e$ ,  $I$ ,  $E$ ,  $E_H$  та ін.).

### 6.3.2 Взаємодія з кислотами

6.3.2.1 Взаємодія з розведеною  $H_2SO_4$ . У три пробірки вміщують по гранули  $Zn$ ,  $Mg$ ,  $Cu$ , додають у кожну з них по 2-3 мл розчину  $H_2SO_4$  ( $C_H = 2,0$ ). Що спостерігається? Які йони виконують роль окиснювача? Обчисліть ЕРС реакцій, які мають місце у даному випадку. Який із цих металів не взаємодіє з розбавленою кислотою. Закінчіть рівняння реакцій:



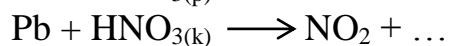
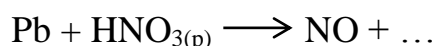
6.3.2.2 Взаємодія з концентрованою  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (витяжна шафа!). Виконайте аналогічний дослід для Zn, Mg, Cu з концентрованою сульфатною кислотою. Що відбувається при цьому? Чи однаковий газ виділяється у пробірках? Що відіграє роль окисника у цьому випадку? Обчисліть ЕРС реакцій. Закінчіть рівняння реакцій:



де Me = Zn, Mg

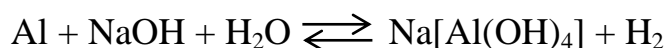


6.3.2.3 Взаємодія з азотною кислотою. До невеличкої гранули Pb в пробірці додайте кілька крапель  $\text{HNO}_3$  (1:1) і нагрійте реакційну суміш (витяжна шафа!). Що спостерігається? Вкажіть окисник. Обчисліть ЕРС реакції. Зробіть аналогічний дослід (витяжна шафа!) з концентрованою  $\text{HNO}_3$  і Pb. Чим відрізняються продукти реакції? У якому із розглянутих випадків нітратна кислота відновлюється більш повно? Закінчіть рівняння реакцій:



### 6.3.3 Взаємодія з розчинами лугів

У пробірку з розчином NaOH додайте 0,1г порошку алюмінію. Пробірку закрийте пробкою з газовідвідною трубкою, закріпіть у лапці штатива і злегка підігрійте до початку реакції. Припиніть нагрівання і за 30-40с запаліть газ, що виділяється на виході із капіляра. Знайдіть коефіцієнти у рівнянні реакції:



Як називається комплексна сполука алюмінію?

### 6.3.4 Визначення Алюмінію у сплавах

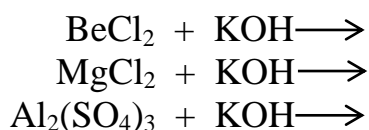
На чисту поверхню сплаву нанесіть 2-3 краплі 30%-ного розчину NaOH. Якщо через 2-3 хвилини спостерігається “кипіння” рідини з виділенням газу, то даний сплав містить, вірогідно, алюміній. Щоб переконатися у цьому, на смужку фільтровального паперу нанесіть 1-2 краплі розчину  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  і у центр утвореної плями помістіть 1 краплю розчину, який досліджується. При цьому катіони  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$  і інші осаджуються у вигляді відповідних

ціанідних комплексів і залишаються у центрі плями, тоді як йони алюмінію по капілярах переміщуються на периферію плями.

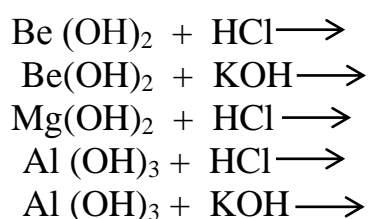
Потім пляму обробляють аміаком, тримаючи фільтрований папір над отвором склянки з розчином  $\text{NH}_3$  і змочують зовнішню зону плями розчином алізарину. Після цього пляму знову обробляють паром  $\text{NH}_3$ , папір висушують і зовнішню зону плями змочують розчином  $\text{CH}_3\text{COOH}$  з  $C_n = 1,0$ . За наявності йонів алюмінію з'являється рожеве кільце.

### 6.3.5 Властивості гідроксидів Берилію, Магнію і Алюмінію

До розчинів солей (0,5-1,0 мл)  $\text{BeCl}_2$ ,  $\text{MgCl}_2$  і  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  в окремих пробірках додайте 3-4 краплі розчину лугу ( $\text{KOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ). Відмітьте забарвлення осадів, що утворилися. Закінчить рівняння реакцій:



Вміст пробірок поділіть на дві частини і потім до однієї з них додайте розчин  $\text{HCl}$ , а до іншої – надлишок  $\text{KOH}$  ( $\text{NaOH}$ ). У якій із пробірок осад не розчиняється у розчині лугу? Чому? Які властивості характерні для осадів  $\text{Be}(\text{OH})_2$  і  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ? Закінчить рівняння реакцій:

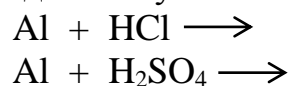


### 6.3.6 Гідроліз розчинних солей Берилію, Магнію і Алюмінію

У три пробірки налийте 1-2мл розчинів  $\text{BeCl}_2$ ,  $\text{MgCl}_2$  і  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  відповідно. Додайте у кожен пробірку 3-4 краплі нейтрального розчину лакмусу або занурте у кожен із них смужку універсального індикаторного паперу. Що спостерігається? Яке забарвлення набуває розчин лакмусу або смужка індикаторного паперу? Складіть рівняння реакцій гідролізу. Зверніть увагу, що координаційне число складає 4 ( $\text{Be}^{2+}$ ) та 6 ( $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ).

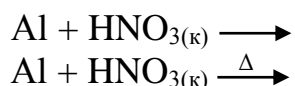
### 6.3.7 Взаємодія Алюмінію з кислотами

6.3.4.1 У три пробірки налийте однакову кількість (1-2 мл) розчинів розбавлених кислот: у першу –  $\text{HCl}$ , у другу  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і у третю –  $\text{HNO}_3$ . У кожен пробірку занурте однакову кількість стружки або дроту  $\text{Al}$ . Найенергійніше проходить взаємодія  $\text{Al}$  з  $\text{HCl}$ , значно повільніше – з  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , а з розбавленою  $\text{HNO}_3$  він не взаємодіє. Чому? Закінчить рівняння реакцій:



6.3.4.2 У пробірку з 2-3 мл концентрованої нітратної кислоти занурте шматочок дроту або стружки алюмінію на 3-4 хвилини. За кімнатної температури Al не розчиняється у кислоті внаслідок того, що захисна оксидна плівка  $Al_2O_3$  не лише не руйнується, а й навіть покращуються її захисні властивості (Al пасивнішає).

Якщо ж нагріти Al з розчином  $HNO_3$  ( $\rho=1,35 \text{ г/см}^3$ ) до кипіння (витяжна шафа!), то починається бурхлива реакція, яка супроводжується розчиненням алюмінію і виділенням брурої пари  $NO_2$ . Закінчить рівняння хімічних реакцій:



## 6.4 Висновок:

### 6.4 Питання для самоконтролю (домашнє завдання)

1. Який стандартний стан металів? Які поліморфні відозміни Вам відомі? Наведіть приклади.
2. Які кристалічні ґратки характерні для металів? Які властивості металів вони обумовлюють?
3. Поясніть, чому сплави мають перевагу перед деякими металами як конструкційні та електротехнічні матеріали.
4. Які механічні властивості металів Вам відомі? Наведіть приклади легких і важких металів. Що таке пластичність? Чим обумовлені теплові, оптичні, тепло- та електропровідні властивості металів?
5. Які метали відносяться до діа-, пара- і феромагнітних?
6. Що таке руда? Наведіть методи збагачення руд. У чому суть піро- і гідрометалургійних процесів?
7. Що називають металотермією? Карботермією? Наведіть приклади металів, які знайшли широке застосування у металургії як відновники.
8. Підкріпіть прикладами методи одержання чистих і надчистих металів (електролітичне рафінування, переплав і відгонка у вакуумі, транспортні реакції, зонна плавка).

## Лабораторна робота № 7

### d – Елементи VIII В групи і їх сполуки Ферум, Кобальт, Нікол

**7.1 Мета:** визначити на підставі електронної будови атомів і експериментальних даних властивості Fe, Co, Ni та їх сполук – основи важливіших конструкційних матеріалів

## 7.2 Короткі теоретичні відомості

Хімічна активність d-елементів VIII В групи значно нижча, ніж у металів IV – VII В груп і знижується від Fe до Ni (обумовлено заповненням d- підрівня: від  $d^6$  у Fe до  $d^8$  у Ni). У ряду напруг Fe, Co і Ni розміщуються до Гідрогену і при взаємодії з розведеними кислотами (HCl,  $H_2SO_4$ ) окиснюються  $H_3O^+$  - йонами з виділенням  $H_2$  і утворенням солей  $Fe^{2+}$ -,  $Co^{2+}$ - і  $Ni^{2+}$ -йонів.

Кислота, аніон якої є окисником (окиснювачем), окиснює при нагріванні  $Fe^0 \rightarrow Fe^{+3}$  або  $Fe^{+2} \rightarrow Fe^{+3}$ . За високої концентрації цих кислот ( $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$ ) за кімнатної температури Fe пасивнішає (аналогічно Al і Cr).

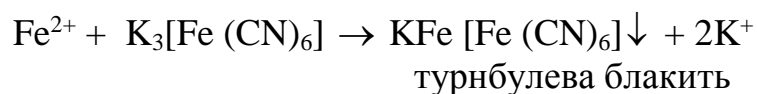
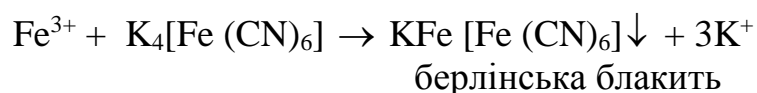
Цим металам властиве утворення чисельних комплексних сполук (у більшості випадків з к. ч. б) аніонного та катіонного типів. Відомі і неелектроліти, де центральний атом – нейтральний, наприклад, карбоніли:  $[Fe(CO)_5]$ ,  $[Co_2(CO)_8]$ ,  $[Ni(CO)_4]$ .

$FeO$  і  $Fe(OH)_2$  мають основний характер і з кислотами утворюють солі (світло-зеленого кольору у кристалічному стані). Із них найбільше значення набули залізний купорос  $FeSO_4 \cdot 7H_2O$  і сіль Мора  $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O$ . Солі  $Fe^{2+}$ -йона поступово окиснюються до солей  $Fe^{3+}$ -йона (за  $pH = 7, >7$ ).

$Fe_2O_3$  і  $Fe(OH)_3$  мають амфотерний характер, утворюють з кислотами солі, наприклад,  $FeCl_3$ ,  $Fe_2(SO_4)_3$ , а з концентрованими розчинами лугів – феріти, наприклад,  $NaFeO_2$  або  $Na[Fe(OH)_4]$  (у розчині).

Відомі також ферати – солі залізної кислоти, наприклад,  $BaFeO_4$  (сама кислота  $H_2FeO_4$  і її ангідрид  $FeO_3$  – невідомі). Ферати – сильні окисники.

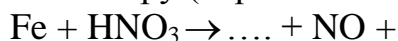
Із комплексних сполук практичне значення мають жовта та червона кров'яна солі  $K_4[Fe(CN)_6]$  і  $K_3[Fe(CN)_6]$ , реактиви на  $Fe^{3+}$ - і  $Fe^{2+}$ -йони:



## 7.3 Експериментальна частина

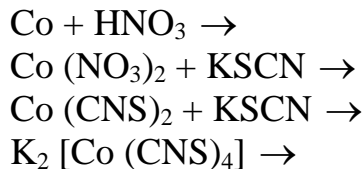
### 7.3.1 Аналіз сплавів

7.3.1.1 Для відкриття Fe на чисту поверхню сталі нанесіть 3 – 4 краплі розведеного розчину  $HNO_3$  і через декілька хвилин додайте 2 краплі концентрованого розчину  $HNO_3$ . Потім перенесіть капіляром одержаний розчин у 2 пробірки і в одну додайте 1-2 краплі розчину  $KSCN$  ( $NH_4SCN$ ), а у іншу – розчин  $K_4[Fe(CN)_6]$ . У першій пробірці розчин забарвлюється у інтенсивно червоно – кров'янистий колір, тоді як у другій випадає осад синього кольору (берлінська блакить). Закінчіть рівняння хімічних реакцій:

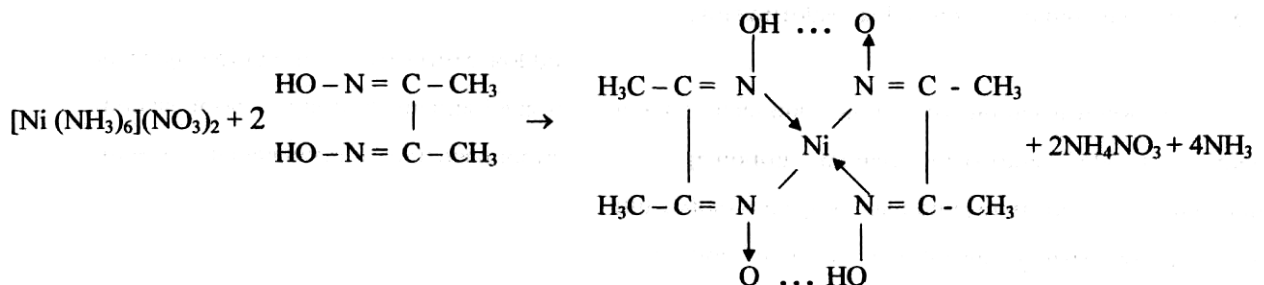
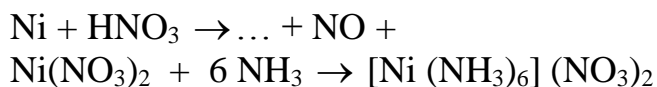




7.3.1.2 Для відкриття Co на чисту поверхню сплаву нанесіть 3-4 краплі концентрованого розчину  $\text{HNO}_3$ , додайте через 2-3 хвилини 1-2 краплі води і перенесіть розчин капіляром у пробірку. Потім додайте до неї 3-4 краплі насиченого розчину  $\text{KSCN}$  ( $\text{NH}_4\text{SCN}$ ), 5-6 крапель амілового спирту у суміші з етиловим ефіром (етером), перемішайте суміш. Спиртово-ефірний шар за наявності  $\text{Co}^{2+}$  - йонів забарвлюється у синій колір, характерний для  $[\text{Co}(\text{CNS})_4]^{2-}$  - аніона. Закінчіть рівняння хімічних реакцій:



7.3.1.3 Для відкриття Ni на чисту поверхню сталі нанесіть 2 – 3 краплі розчину  $\text{HNO}_3$  (1:1), через 3 – 4 хвилини перенесіть розчин капіляром у пробірку, додайте 5-6 крапель розведеного розчину аміаку і 2 – 3 краплі спиртового розчину діацетилдіоксиму (реактив Чугаєва). За наявності  $\text{Ni}^{2+}$  - йонів утворюється комплексна сполука яскраво червоного кольору:



### 7.3.2 Відношення Fe, Co і Ni до кислот

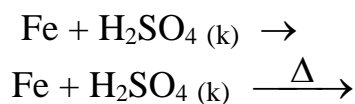
7.3.2.1 Помістіть у пробірку 0,05 – 0,1г Феруму, додайте 2 – 3 мл розведеного розчину  $\text{HCl}$ . Що спостерігається? Закінчіть рівняння хімічної реакції:



Зберегти одержаний розчин!

7.3.2.2 Помістіть у пробірку 0,05 – 0,1 г Феруму і 2 – 3 мл концентрованого розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Що спостерігається?

Обережно (витяжна шафа!) нагрійте цю суміш. Що спостерігається? Закінчіть рівняння хімічних реакцій:





7.3.2.3 У дві пробірки помістіть невелику кількість (0,05 – 0,1 г): в одну – порошку Co, а у іншу – порошку Ni і прилийте у кожен по 2 – 3 мл розведеного розчину HCl. Зробіть висновок, з якою інтенсивністю відбувається ця взаємодія. Закінчіть рівняння реакцій:



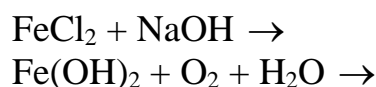
7.3.2.4 Злийте розчин HCl із пробірок досліду 7.3.2.3, ретельно промийте метали водою і додайте у кожен пробірку по 3 – 4 мл розбавленого розчину HNO<sub>3</sub>. Що відбувається? Закінчіть рівняння реакції:



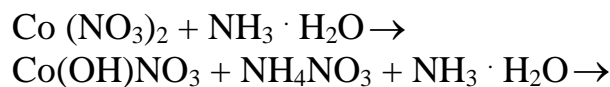
Зберегти одержані розчини!

### 7.3.3 Властивості дигідроксидів Fe<sup>2+</sup>, Co<sup>2+</sup> і Ni<sup>2+</sup>-йонів

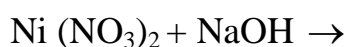
7.3.3.1 До розчину FeCl<sub>2</sub> (див. дослід 14.3.2.1) або декількох кристаликів солі Мора (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> · FeSO<sub>4</sub> · 6H<sub>2</sub>O у пробірці додайте 4 – 5 крапель розчину NaOH (KOH). Випадає зелений осад ферум (II) гідроксиду, який окиснюється Оксигеном повітря у бурій осад ферум (III) гідроксиду. Закінчіть рівняння реакцій. Знайдіть коефіцієнти методом йонно-електронного балансу:



7.3.3.2 Злийте розчин Co(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> (див. дослід 14.3.2.4) у іншу пробірку і додавайте краплями розчин аміаку до утворення осаду основної солі Co<sup>2+</sup>-йона синього кольору (кобальт гідроксид нітрату). При додаванні надлишку аміаку осад основної солі розчиняється, при цьому утворюється комплексна сполука жовтого кольору – гексаамінкобальт (II) динітрат. Закінчіть рівняння реакцій:

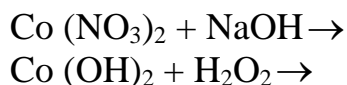


7.3.3.3 Злийте розчин Ni(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> (див. дослід 14.3.2.4) у іншу пробірку і додайте 1 – 2 мл розчину NaOH (KOH). Випадає світло-зеленого кольору осад нікол (II) гідроксиду. Закінчіть рівняння реакції:

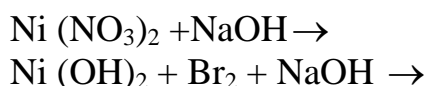


7.3.3.4 Окиснення дигідроксидів Co<sup>2+</sup> - і Ni<sup>2+</sup> - йонів до Co<sup>3+</sup> і Ni<sup>3+</sup> - йонів:

7.3.3.4.1 Додайте у пробірку 2 – 3 краплі розчину солі  $\text{Co}^{2+}$ - йона, 2 – 3 краплі розчину  $\text{NaOH}$  і потім 3 – 4 краплі  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Що відбувається? Закінчіть рівняння реакцій:



7.3.3.4.2 Додайте у пробірку 2 – 3 краплі розчину солі  $\text{Ni}^{2+}$  - йона, 5 – 6 крапель розчину  $\text{NaOH}$  і потім 1 – 2 мл бромної води (витяжна шафа!). Нагрійте суміш. Чи змінюється забарвлення осаду у пробірці? Закінчіть рівняння реакцій:



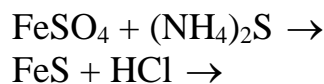
### 7.3.4 Виявлення $\text{Fe}^{2+}$ -йонів

7.3.4.1 Додайте у пробірку 1 – 2 краплі розчину солі  $\text{Fe}^{2+}$ -йона (або декілька кристаликів солі Мора) і 1 – 2 краплі розчину  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Миттєво утворюється осад турнбулевої блакиті:



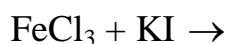
Відмітьте забарвлення осаду.

7.3.4.2 Амоній сульфід утворює із  $\text{Fe}^{2+}$ -йонами чорний осад, розчинний у розведених мінеральних кислотах:



### 7.3.5 Окиснювальні властивості $\text{Fe}^{3+}$ -йонів

У пробірку з 1 – 2 мл розчину солі  $\text{Fe}^{3+}$ -йона додайте такий же об'єм води і внесіть 2 – 3 краплі розчину  $\text{KI}$  та 1 – 2 краплі розчину крохмалю. У який колір забарвлюється суміш? Чому? Закінчіть рівняння реакції:



### 7.3.6 Дослідіть рН розчинів солей $\text{Fe}^{2+}$ - і $\text{Fe}^{3+}$ -йонів у реакціях гідролізу

Додайте у дві пробірки по 1 – 2 мл солей  $\text{Fe}^{2+}$ - і  $\text{Fe}^{3+}$ -йонів і 2 – 3 мл води у кожену пробірку. За допомогою універсального індикаторного паперу вясніть значення рН кожної солі.

У який бік зміщується хімічна рівновага у розчині  $\text{FeCl}_3$ , якщо до однієї частини цього розчину додати розчин  $\text{HCl}$ , а до іншої – воду і суміш нагріти до кипіння? Чи змінюється забарвлення розчину при цьому? Відповідь обґрунтуйте згідно принципу Ле Шательє.

Складіть йонно-молекулярні рівняння гідролізу солей  $\text{Fe}^{2+}$  - і  $\text{Fe}^{3+}$  - йонів (координаційне число дорівнює 6 для обох катіонів).

#### 7.4 Висновок:

#### 7.5 Питання для самоконтролю (домашнє завдання)

1. Як змінюються відновлювальні властивості йонів у ряду  $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Co}^{2+} \rightarrow \text{Ni}^{2+}$  та окиснювальна – у ряду  $\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Co}^{3+} \rightarrow \text{Ni}^{3+}$ ?
2. Яким чином можливо пояснити, що максимальний ступінь окиснення Феруму у його сполуках дорівнює +6. Чому для нього неможливий ступінь окиснення +8? Поясніть це, використавши електронну формулу атому Fe.
3. Яким чином можливо одержати  $\text{FeCl}_2$  і  $\text{FeCl}_3$  із металічного Феруму?
4. Обчисліть  $\Delta H_{298}^0$  утворення  $\text{FeO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  і  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  із Fe і  $\text{O}_2$ . Які висновки можливо зробити на підставі одержаних значень  $\Delta H_{298}^0$  відносно їх термічної стійкості?
5. Якими реакціями можливо відрізнити  $\text{Fe}^{3+}$  - йони від  $\text{Fe}^{2+}$  - йонів? Складіть рівняння цих реакцій.
6. Напишіть рівняння електролітичної дисоціації таких сполук:  $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$  і  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . До яких класів неорганічних сполук вони відносяться? Що таке первинна і вторинна дисоціація комплексних сполук?
7. Яким чином взаємодіють  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Co}(\text{OH})_3$  і  $\text{Ni}(\text{OH})_3$  з розчинами  $\text{HCl}$  та  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ? Складіть рівняння відповідних реакцій.
8. Які сполуки утворюють Fe, Co і Ni з CO? Дайте їм назву.

### Лабораторна робота № 8

**d – елементи I B і II B груп (Підгрупа Купруму і Цинку).**

**p – елементи IV A групи (Sn, Pb)**

**8.1 Мета:** вивчити хімічні властивості d – елементів I B і II B груп, вивчити хімічні властивості Стануму, Плюмбуму та їх сполук.

#### 8.2 Короткі теоретичні відомості

d – елементи підгруп Купруму і Цинку – метали з електронною конфігурацією  $[\text{ns}^1(\text{n}-1)\text{d}^{10}]$  і  $[\text{ns}^2(\text{n}-1)\text{d}^{10}]$  відповідно. d-Підрівень у атомів елементів підгрупи Купруму нестабільний і в утворенні хімічних зв'язків беруть участь один або два d-електрони. Ступінь окиснення їх має значення: 0 (проста речовина), +1, +2, +3 (у сполуках). Найбільш стійкий ступінь окиснення:  $\text{Cu}^{+2}$ ,  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Au}^{+3}$ . У елементів підгрупи Цинку ступінь окиснення складає: 0 (проста речовина), +1 ( $\text{Hg}_2^{+2}$  як радикал) та +2 (у сполуках Zn, Cd, Hg).

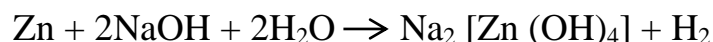
Cu, Ag і Au за тепло - і електропровідністю, а також пластичністю переважають усі метали, але хімічно менш активні. З Оксигеном взаємодіє

безпосередньо лише Cu, з Сульфуром – Cu і Ag, а з галогенами – Cu, Ag і Au (останні при нагріванні).

Cu і Ag розчиняються у розведеній і концентрованій HNO<sub>3</sub> та концентрованій H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Au розчиняється у царській водці (“царській воді”), а також у розчині HCl, насиченого хлором:



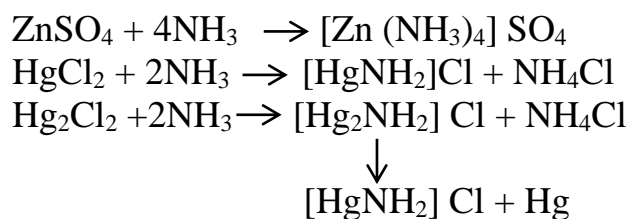
Цинк – хімічно активний метал, легко розчиняється у кислотах та при нагріванні у розчинах лугів:



Кадмій розчиняється у кислотах менш енергійно, практично нерозчинний у лугах.

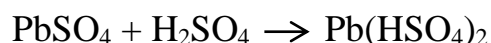
Меркурій – малоактивний метал і взаємодіє лише з кислотами – окиснювачами. При взаємодії Hg з розчином HNO<sub>3</sub> утворюються сполуки Hg<sup>+2</sup> (надлишок кислоти) або сполуки Hg<sub>2</sub><sup>+2</sup> - радикала (надлишок металу). Сплави Hg з різними металами називаються амальгамами.

Зверніть увагу на різну поведінку солей Zn<sup>+2</sup>, Cd<sup>+2</sup>, Hg<sub>2</sub><sup>+2</sup> і Hg<sup>+2</sup> по відношенню до розчину аміаку. Наприклад:



Станум і Плюмбум – р – елементи IV А групи (ns<sup>2</sup>np<sup>2</sup>). Це – металоїди, які займають проміжне положення між металами і неметалами (професор А.М. Голуб). За фізичними властивостями – це метали, а за хімічними вони нагадують неметали, наприклад, мають ступінь окиснення -4 (SnH<sub>4</sub>, PbH<sub>4</sub>). Найхарактерніший ступінь окиснення +2. У ряду Sn<sup>2+</sup> → Pb<sup>2+</sup> зменшуються відновлювальні властивості, а окиснювальна активність Pb<sup>+4</sup> вище, ніж Sn<sup>+4</sup>.

Метали поступово взаємодіють з розчинами HCl і CH<sub>3</sub>COOH (Pb взаємодіє з HCl при нагріванні, оскільки PbCl<sub>2</sub> – малорозчинна речовина). Розведена H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> не діє на Pb (захисна плівка PbSO<sub>4</sub> нерозчинна у розведеній кислоті), тоді як у концентрованій кислоті (≥ 80%) вона (плівка) розчинна:



Значно легше ці метали реагують з розчинами HNO<sub>3</sub> і лугами (особливо Sn). Pb окиснюється HNO<sub>3</sub> до Pb<sup>2+</sup>. Sn окиснюється концентрованою HNO<sub>3</sub> до SnO<sub>2</sub> або β – олов'яної кислоти H<sub>2</sub>SnO<sub>3</sub> (практично x SnO<sub>2</sub> · y H<sub>2</sub>O). Сильно розведена HNO<sub>3</sub> взаємодіє із Sn за рівнянням:



Дигідроксиди  $\text{Sn}(\text{OH})_2$  і  $\text{Pb}(\text{OH})_2$  – амфотерні. У сполуках  $\text{Sn}^{+4}$  і  $\text{Pb}^{+4}$  має місце  $\text{sp}^3$  – гібридизація, аналогічно молекулі  $\text{CH}_4$ , але стійкість гібридизованих молекулярних орбіталей (МО) у цьому випадку значно нижча, ніж у молекул  $\text{CH}_4$  і  $\text{SiH}_4$ .

Станум широко застосовується для лудіння (особливо у харчовій промисловості, оскільки Sn інертний до органічних речовин).

Sn і Pb утворюють легкоплавку евтектику – „третник” (за низькотемпературної пайки багатьох металів); входять до складу чисельних сплавів (легкоплавких, антифрикційних). Pb застосовується для виготовлення кислотостійких труб (захист від  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), акумуляторів, кабельної ізоляції, захисту від радіоактивного і рентгенівського випромінювання.

### 8.3 Експериментальна частина

#### 8.3.1 Відновлювальні властивості Cu

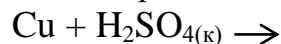
8.3.1.1 У три пробірки внесіть невелику кількість Cu (0,05 – 0,1 г) і по 5 – 6 крапель розчинів кислот з  $C_H = 1,0$ : у першу – хлоридну HCl; у другу – сульфатну  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і у третю – нітратну  $\text{HNO}_3$  (витяжна шафа!). Чи в усіх пробірках з’явилось блакитне забарвлення, характерне для  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$  - йонів?

Напишіть рівняння взаємодії Cu з розведеною  $\text{HNO}_3$ . Зважте, що  $\text{NO}_3^-$  – йон відновлюється до нітроген (II) оксиду.



8.3.1.2 Злийте з пробірок розведені кислоти у спеціальну посудину так, щоб метал (Cu) залишився у пробірках, промийте його водою і потім додайте у кожен пробірку по шість крапель концентрованих розчинів цих же кислот (HCl,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ). Простежте спочатку, чи відбувається взаємодія за кімнатної температури, а потім при обережному нагріванні у полум’ї пальника (витяжна шафа!).

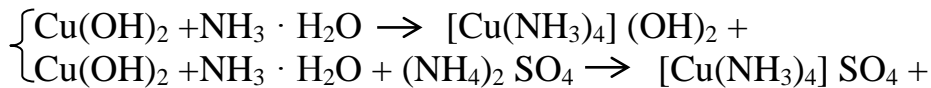
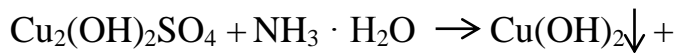
Зверніть увагу на запах сульфур діоксиду  $\text{SO}_2$  та на забарвлення нітроген діоксиду  $\text{NO}_2$ . Закінчіть рівняння хімічних реакцій:



#### 8.3.2 Комплексні сполуки купруму

У пробірку з 2 – 3 краплями розчину купрум (II) сульфату додайте декілька крапель розчину аміаку з  $C_M = 2,0$ . Спостерігайте утворення осаду основної солі – дикупрум дигідроксид сульфату. Відмітьте його забарвлення. Продовжуйте додавання розчину аміаку краплями до повного розчинення основної солі. Закінчіть рівняння реакцій. Зважте, що у надлишку розчину аміаку утворюється одночасно комплексна основа і комплексна сіль, які містять тетраамінкупрум (II) катіон.





### 8.3.3 Розчинення цинку у розчинах кислот і лугів

8.3.3.1 Додайте у пробірку 4 – 5 крапель розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  з  $C_{\text{H}} = 2,0$  і потім 0,01–0,02 г цинкового пилю. Реакційну суміш злегка підігрійте. Який газ виділяється при цьому? Напишіть рівняння хімічної реакції:



8.3.3.2 Додайте у пробірку 0,01 – 0,02 г цинкового пилю і потім 2 – 3 мл розчину концентрованої сульфатної кислоти (витяжна шафа!). Напишіть рівняння взаємодії цинку з концентрованою сульфатною кислотою з утворенням:

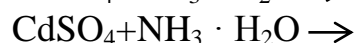
- цинк сульфату, сульфур діоксиду і води;
- цинк сульфату, сульфур і води;
- цинк сульфату, дигідроген сульфід і води.

8.3.3.3 Додайте у пробірку 0,01 – 0,02 г цинкового пилю і 2 – 3 мл концентрованого розчину  $\text{NaOH}$  (КОН). Напишіть рівняння реакції. Зважте, що продуктами взаємодії є динатрій тетрагідроксоцинкат і водень:



### 8.3.4 Одержання комплексних сполук цинку і кадмію

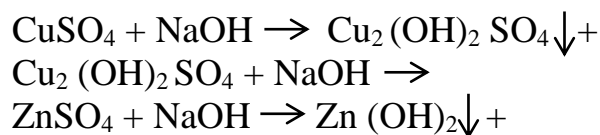
Додайте в одну пробірку 2 – 3 краплі розчину солі  $\text{Zn}^{2+}$  - йона, а у іншу стільки ж розчину солі  $\text{Cd}^{2+}$  - йона. Потім додайте у кожну пробірку по дві краплі розчину аміаку з  $C_{\text{H}} = 2,0$ . Які речовини випадають у осад? Прилийте в обидві пробірки розчин аміаку до повного розчинення осадів. Напишіть рівняння реакцій утворення комплексних сполук (координаційне число для  $\text{Zn}^{2+}$  - і  $\text{Cd}^{2+}$  - йонів дорівнює 4). Дайте їм назву. Яке забарвлення мають ці комплексні сполуки:



Який комплексний йон міцніший:  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  ( $K_{\text{нест.}} = 3,46 \cdot 10^{-10}$ ) чи  $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  ( $K_{\text{нест.}} = 2,8 \cdot 10^{-6}$ )? Чим це пояснити?

### 8.3.5 Властивості дигідроксидів $\text{Cu}^{2+}$ - і $\text{Zn}^{2+}$ - йонів

У дві пробірки налейте 0,5 – 1 мл розчинів солей  $\text{Cu}^{2+}$  - і  $\text{Zn}^{2+}$  - йонів, додайте у кожну пробірку 2-3 краплі розчину  $\text{NaOH}$  (КОН). У який колір забарвлюються осаді? Дослідіть їх розчинність у надлишку розчинів  $\text{HCl}$  і  $\text{NaOH}$ . Закінчить рівняння хімічних реакцій:



### 8.3.6 Одержання дикупрум дигідроксид карбонату

У пробірку додайте 0,5 – 1 мл розчину купрум (II) сульфату і поступово прилийте 0,5 – 1 мл розчину натрій карбонату ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ). При цьому випадає зелений осад основної солі – дикупрум дигідроксид карбонату. Закінчіть рівняння реакції і поясніть, чому у даному випадку спостерігається виділення газоподібного карбон (IV) оксиду (карбон діоксиду):



**8.3.7** За допомогою універсального індикаторного паперу дослідіть рН розчинів солей:  $\text{CuSO}_4$  (к. ч. 4) і  $\text{ZnSO}_4$  (к. ч. 4). Напишіть йонно – молекулярні рівняння гідролізу цих солей.

### 8.3.8 Аналіз латуні (сплав Cu + Zn) і бронзи (сплав Cu + Sn)

На чисту поверхню сплаву нанесіть 2 – 3 краплі концентрованого розчину  $\text{HNO}_3$ , через 3 – 5 хвилин перенесіть його (розчин) капіляром у пробірку, додайте 2 – 3 краплі води і потім три краплі розчину  $\text{K}_2[\text{Hg}(\text{NCS})_4]$ . Утворення чорно-фіолетового (чорно-блакитного) осаду вказує на те, що сплав – латунь, бронза при цьому дає осад зеленого кольору.

### 8.3.9 Властивості цинк оксиду

На кришку порцелянового тиглю помістіть 0,1 – 0,2 г цинк оксиду, внесіть кришку у полум'я пальника (за допомогою хімічних щипців) і нагрійте. Чи змінює забарвлення цинк оксид при нагріванні і після охолодження? Відмітьте колір.

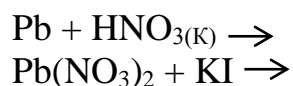
### 8.3.10 Одержання сульфідів $\text{Zn}^{2+}$ – і $\text{Cd}^{2+}$ - йонів

В одну пробірку додайте 3 – 4 краплі розчину  $\text{ZnSO}_4$ , а у другу – стільки ж розчину  $\text{CdSO}_4$ . Потім у кожну пробірку додайте 3 – 4 краплі розчину  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  (витяжна шафа!). Якого кольору випали осад у пробірках? Чи розчиняються вони у розчині  $\text{HCl}$ ? Закінчіть рівняння реакцій:



### 8.3.11 Відкриття Pb у сплавах

На чисту поверхню сплаву нанесіть 2 – 3 краплі розчину концентрованої нітратної кислоти  $\text{HNO}_3$ , через 3 – 5 хвилин перенесіть капіляром одержаний розчин у пробірку, додайте 3 – 4 краплі води і 2 – 3 краплі розчину  $\text{KI}$ . Якщо випадає осад жовтого кольору, то сплав містить Pb. Закінчіть рівняння реакцій:



Осад  $\text{PbI}_2$  розчиняється в гарячій воді, розчині  $\text{CH}_3\text{COOH}$  і надлишку розчину  $\text{KI}$ :  $2\text{KI} + \text{PbI}_2 \rightarrow \text{K}_2[\text{PbI}_4]$ . При охолодженні розчину  $\text{PbI}_2$  випадає у вигляді золотистих пластівців. Перевірте розчинність  $\text{PbI}_2$  у воді і у розчині  $\text{KI}$ .

### 8.3.12 Розчинність Sn і Pb у кислотах

8.3.12.1 Додайте у пробірку невелику кількість Sn (гранулку) і потім 2 – 3 мл розчину концентрованої хлоридної кислоти  $\text{HCl}$  (витяжна шафа!). Нагрійте суміш. Закінчіть рівняння реакції:



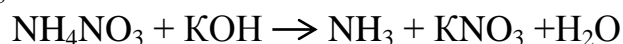
8.3.12.2 Додайте у пробірку невелику кількість Pb (гранулку) і потім 2 – 3 мл розчину концентрованої  $\text{HNO}_3$  (витяжна шафа!). Нагрійте суміш. Який газ виділяється? Яке він має забарвлення? Закінчіть рівняння реакції:



8.3.12.3 Додайте у пробірку невелику кількість Sn (гранулку) і 2 – 3 мл розведеного розчину  $\text{HNO}_3$  ( $C_{\text{H}} = 0,5$ ). Нагрійте суміш (витяжна шафа!). Закінчіть рівняння реакції, у результаті якої Sn окиснюється до  $\text{Sn}^{2+}$ , а  $\text{NO}_3^-$  - йон відновлюється до  $\text{NH}_4^+$  - йона:



Підтвердіть утворення у даній реакції  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ . Для цього відберіть із пробірки 0,5 – 1 мл одержаного розчину, додайте 2 – 3 краплі концентрованого розчину  $\text{KOH}$  ( $\text{NaOH}$ ) і нагрійте суміш. Сильні луги розкладають солі амонію з виділенням  $\text{NH}_3$ :

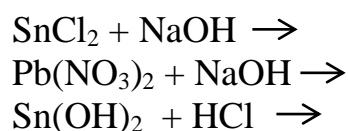


Аміак виявіть універсальним індикаторним папірцем, змоченим дистильованою водою (синє забарвлення) або за появою білого „диму”  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (до отвору пробірки піднесіть скляну паличку, змочену концентрованою  $\text{HCl}$ ):

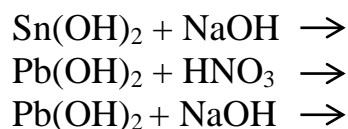


### 8.3.13 Амфотерні властивості $\text{Sn}(\text{OH})_2$ і $\text{Pb}(\text{OH})_2$

У дві пробірки додайте по 3 – 4 краплі розчинів  $\text{SnCl}_2$  і  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  та 2–3 краплі розведеного розчину лугу  $\text{NaOH}$  ( $\text{KOH}$ ). Відмітьте забарвлення осадів, що випали, та дослідіть розчинність їх у надлишку кислоти і лугу. Закінчіть рівняння реакцій:



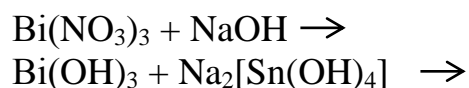




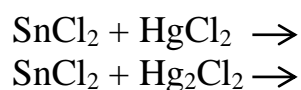
(для останньої реакції зважте, що координаційне число  $\text{Pb}^{2+}$  дорівнює 3). Чому осад  $\text{Pb(OH)}_2$  розчиняють у розчині  $\text{HNO}_3$ , а не  $\text{HCl}$  або  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ? Розчин  $\text{Na}_2[\text{Sn(OH)}_4]$  зберегти!

### 8.3.14 Відновлювальні властивості солей $\text{Sn}^{2+}$ - йона

8.3.14.1 У пробірку з сіллю  $\text{Bi(NO}_3)_3$  (2 – 3 краплі) додайте 4 – 5 крапель розчину  $\text{NaOH}$  ( $\text{KOH}$ ). Якого кольору випадає осад вісмут (III) гідроксиду? Додайте до одержаного осаду розчин динатрій тетрагідроксостанату (II) (див. дослід 16.3.3). Якого кольору випадає осад у пробірці? Яка його природа? Закінчіть рівняння реакцій:

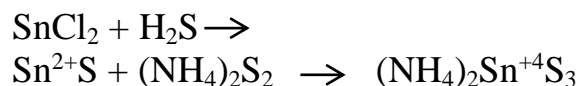


8.3.14.2 Додайте у пробірку 2 – 3 краплі розчину  $\text{SnCl}_2$  і краплями розчин сулеми  $\text{HgCl}_2$ . Спочатку випадає білий осад каломелі  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ . При додаванні надлишку  $\text{SnCl}_2$  спостерігайте утворення чорного осаду  $\text{Hg}$ . Закінчіть рівняння реакцій:

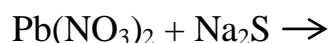


### 8.3.15 Дія розчинів $\text{H}_2\text{S}$ і сульфідів лужних металів на солі $\text{Sn}^{2+}$ - і $\text{Pb}^{2+}$ - йонів

8.3.15.1 Додайте у пробірку 2 – 3 краплі розчину  $\text{SnCl}_2$ , 2 – 3 краплі розчину  $\text{HCl}$  і потім 3 – 4 краплі розчину  $\text{H}_2\text{S}$  (витяжна шафа!). Утворюється темно-бурий осад станум (II) сульфідів основного характеру, нерозчинного у розчинах лугів і амоній сульфідів; розчинний у розчині  $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2$ . Закінчіть рівняння реакцій:



8.3.15.2 Додайте у пробірку 3 – 4 краплі розчину солі  $\text{Pb(NO}_3)_2$  і 3 – 4 краплі розчину  $\text{Na}_2\text{S}$  (витяжна шафа!). Випадає осад чорного кольору:

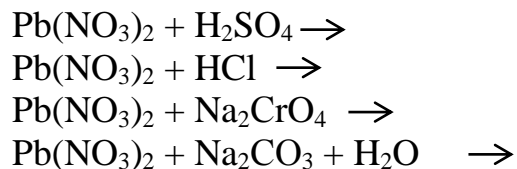


Осад розчиняється у розчині розведеної  $\text{HNO}_3$ . Методом йонно-електронного балансу знайдіть коефіцієнти для даної реакції:



### 8.3.16 Розчинність солей $Pb^{2+}$ - йона

У чотири пробірки додайте по 3 – 4 краплі розчину  $Pb(NO_3)_2$  і подійте на нього розчинами: у першій – розведеної сульфатної кислоти; у другій – хлоридної кислоти; у третій -  $Na_2CrO_4$  і у четвертій -  $Na_2CO_3$  (у цьому випадку утворюється дигідроксид карбонат). Опишіть колір осадів. Закінчіть рівняння реакцій:



### 8.4 Висновок:

### 8.5 Питання для самоконтролю (домашнє завдання)

1. Напишіть електронні формули атомів Cu і Zn. Поясніть, чому ступінь окиснення купруму може мати значення +1, +2, +3, тоді як цинк має ступінь окиснення лише +2?
2. За допомогою хімічних реакцій докажіть амфотерні властивості  $Zn(OH)_2$  і  $Cu(OH)_2$ . Які властивості – кислотні чи основні – переважають у  $Cu(OH)_2$ ? Напишіть рівняння дисоціації  $Zn(OH)_2$ .
3. Використавши ряд напруг металів, вкажіть, чи можуть Cu і Zn за звичайних умов витіснити  $H_2$  із розведених кислот ( $HCl$ ,  $H_2SO_4$ )? У якій розведеній кислоті розчиняється Cu? Напишіть рівняння реакцій.
4. Який із дигідроксидів -  $Zn(OH)_2$  чи  $Cd(OH)_2$  – проявляє більш основні властивості? Чому?
5. Напишіть електронні формули атомів Sn і Pb. Яка їх валентність у нормальному та збудженому станах?
6. Який валентний стан більш характерний для Pb:  $Pb^{+2}$  чи  $Pb^{+4}$ ? Чому?

## Правила роботи в лабораторії і техніка безпеки

При роботі в хімічній лабораторії необхідно неухильно виконувати правила роботи та дотримуватися техніки безпеки:

- старанно готуватися до кожного лабораторного заняття;
- стисло записувати в журналі усі спостереження, зроблені під час експерименту;
- усі склянки з реактивами закривати пробками і ставити на постійні, відведені для них місця. Не брати зайву кількість реактивів, а коли це випадково трапиться, не виливати надлишок у загальну склянку, щоб не забруднювати реактив у склянці;
- усі операції з леткими та шкідливими речовинами проводити лише у витяжній шафі;
- ніяких речовин в лабораторії не коштувати на смак. Нюхати речовини можна, лише направляючи на себе пару або газу легким рухом руки, а не нахилиючись до посудини і не вдихаючи на повні груди;
- категорично забороняється затягувати ротом у піпетки кислоти, луги, органічні речовини і їх розчини;
- під час нагрівання рідких і твердих речовин у пробірках і колбах заборонено направляти їх отвори на себе і сусідів, не зазирати зверху у посудину, яка нагрівається відкрито, щоб запобігти можливого враження під час викиду гарячої маси;
- категорично забороняється виливати у раковину концентровані розчини кислот і лугів, а також різноманітні органічні розчинники, сильно пахнучі і вогненебезпечні речовини. Усі ці відходи потрібно зливати у спеціальні бутлі;
- не входити до лабораторії у верхньому одязі, не класти на хімічні столи портфелі, валізки та інші непотрібні для хімічного досліду речі;
- вимкнути після роботи електронагрівальні прилади, перевірити, чи добре закручені водопровідні крани;
- при опіку полум'ям, кислотами, лугами і при отруєнні реактивами або газом, слід негайно звернутися до викладача або лаборанта для надання першої допомоги. У тяжких випадках до потерпілого негайно слід викликати лікаря.

Таблиця Б.1 – Стандартні потенціали металічних і газових електродів

(T = 298 K)

| Електрод  | Електродний процес   | E°, В    |
|---|--|----------|
| 1   | 2  | 3        |
| Li <sup>+</sup> / Li  | Li <sup>+</sup> + e = Li   | - 3,045  |
| K <sup>+</sup> / K  | K <sup>+</sup> + e = K   | - 2,925  |
| Ba <sup>2+</sup> / Ba   | Ba <sup>2+</sup> + 2e = Ba   | - 2,906  |
| Ca <sup>2+</sup> / Ca   | Ca <sup>2+</sup> + 2e = Ca   | - 2,866  |
| Mg <sup>2+</sup> / Mg   | Mg <sup>2+</sup> + 2e = Mg   | - 2,363  |
| Al <sup>3+</sup> / Al   | Al <sup>3+</sup> + 3e = Al   | - 1,662  |
| Mn <sup>2+</sup> / Mn   | Mn <sup>2+</sup> + 2e = Mn   | - 1,180  |
| Cr <sup>2+</sup> / Cr   | Cr <sup>2+</sup> + 2e = Cr   | - 0,913  |
| Zn <sup>2+</sup> / Zn   | Zn <sup>2+</sup> + 2e = Zn   | - 0,763  |
| Cr <sup>3+</sup> / Cr   | Cr <sup>3+</sup> + 3e = Cr   | - 0,744  |
| Fe <sup>2+</sup> / Fe   | Fe <sup>2+</sup> + 2e = Fe   | - 0,440  |
| Sn <sup>2+</sup> / Sn   | Sn <sup>2+</sup> + 2e = Sn   | - 0,136  |
| Pb <sup>2+</sup> / Pb   | Pb <sup>2+</sup> + 2e = Pb   | - 0,126  |
| Fe <sup>3+</sup> / Fe   | Fe <sup>3+</sup> + 3e = Fe   | - 0,036  |
| H <sup>+</sup> / H <sub>2</sub>   | H <sup>+</sup> + e = ½ H <sub>2</sub>  | 0,000    |
| Cu <sup>2+</sup> / Cu   | Cu <sup>2+</sup> + 2e = Cu   | + 0,337  |
| Ag <sup>+</sup> / Ag  | Ag <sup>+</sup> + e = Ag   | + 0,799  |
| Hg <sup>2+</sup> / Hg   | Hg <sup>2+</sup> + 2e = Hg   | + 0,854  |
| I <sub>2</sub> / I <sup>-</sup>   | ½ I <sub>2</sub> + e = I <sup>-</sup>  | + 0,5355 |
| Br <sub>2</sub> / Br <sup>-</sup>   | ½ Br <sub>2</sub> + e = Br <sup>-</sup>  | + 1,065  |
| Cl <sub>2</sub> / Cl <sup>-</sup>   | ½ Cl <sub>2</sub> + e = Cl <sup>-</sup>  | + 1,359  |
| Стандартні окисно-відновні потенціали (T = 298K)                            |  |          |
| Cr <sup>3+</sup> / Cr <sup>2+</sup>   | Cr <sup>3+</sup> + e = Cr <sup>2+</sup>  | - 0,408  |
| CO <sub>2</sub> / H <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub>              | 2CO <sub>2</sub> + 2H <sup>+</sup> + 2e = H <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub>                         | - 0,490  |
| Sn <sup>4+</sup> / Sn <sup>2+</sup>   | Sn <sup>4+</sup> + 2e = Sn <sup>2+</sup>   | + 0,150  |
| SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> / H <sub>2</sub> S                            | SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> + 10H <sup>+</sup> + 8e = H <sub>2</sub> S <sub>aq</sub> + 4H <sub>2</sub> O     | + 0,303  |
| [Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>3-</sup> / [Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>4-</sup> | [Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>3-</sup> + e = [Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>4-</sup>                                | + 0,360  |
| H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub> / HAsO <sub>2</sub>                         | H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub> + 2H <sup>+</sup> + 2e = HAsO <sub>2</sub> + 2H <sub>2</sub> O                 | + 0,559  |
| Fe <sup>3+</sup> / Fe <sup>2+</sup>   | Fe <sup>3+</sup> + e = Fe <sup>2+</sup>  | + 0,771  |
| NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> / NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>                 | NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> + 2H <sup>+</sup> + 2e = NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> + H <sub>2</sub> O          | + 0,940  |
| TiO <sub>2</sub> <sup>2-</sup> / Ti <sup>3+</sup>                           | TiO <sub>2</sub> <sup>2-</sup> + 2H <sup>+</sup> + e = Ti <sup>3+</sup> + H <sub>2</sub> O                     | + 0,100  |
| Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> / Cr <sup>3+</sup>             | Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> + 14H <sup>+</sup> + 6e = 2Cr <sup>3+</sup> + 7H <sub>2</sub> O   | + 1,330  |
| S / H <sub>2</sub> S  | S + 2H <sup>+</sup> + 2e = H <sub>2</sub> S  | + 0,141  |
| Ce <sup>4+</sup> / Ce <sup>3+</sup>   | Ce <sup>4+</sup> + e = Ce <sup>3+</sup>  | + 1,450  |
| PbO <sub>2</sub> / Pb <sup>2+</sup>   | PbO <sub>2</sub> + 4H <sup>+</sup> + 2e = Pb <sup>2+</sup> + 2H <sub>2</sub> O                                 | + 1,455  |
| MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> / Mn <sup>2+</sup>                            | MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> + 8H <sup>+</sup> + 5e = Mn <sup>2+</sup> + 4H <sub>2</sub> O                    | + 1,510  |
| PbO <sub>2</sub> / PbSO <sub>4</sub>  | PbO <sub>2</sub> + 4H <sup>+</sup> + SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> + 2e = PbSO <sub>4</sub> + H <sub>2</sub> O | + 1,640  |
| H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> / H <sub>2</sub> O                            | H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> + 2H <sup>+</sup> + 2e = 2H <sub>2</sub> O                                       | + 1,770  |
| S <sub>2</sub> O <sub>8</sub> <sup>2-</sup> / SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> | S <sub>2</sub> O <sub>8</sub> <sup>2-</sup> + 2e = 2SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>                              | + 2,010  |

Таблиця В.1 – ГДК та застосування деяких органічних речовин

| Речовина   | ГДК,<br>мг/м <sup>3</sup> | Застосування   |
|--|---------------------------|--|
| 1  | 2                         | 3  |
| Анілін C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> NH <sub>2</sub>       | 0,1                       | Застосовується у виробництві інгредієнтів гумових сумішей, пінопластів, фарбників, лікарських препаратів   |
| Ацетилен C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>                     | 0,5                       | Використовується для ацетиленового зварювання, різання металів, для отримання пластмас, розчинників, канчуків  |
| Ацетон<br>CH <sub>3</sub> COCH <sub>3</sub>                | 200                       | Використовується як розчинник у лакофарбовій промисловості, у виробництві ацетатного шовку, кіноплівки, бездимного порошу, для розчинення ацетилену (в балонах) і т.д. Він служить вихідною речовиною у виробництві органічного скла, яке не б'ється   |
| Бензен C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>                       | 5                         | Використовується для отримання фенолу, нітробензену, хлорбензену, малеїнового ангідриду і ін.; як розчинник  |
| Бензойна кислота<br>C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COOH     | 1,5                       | Застосовується у синтезі деяких напівпродуктів і фарбників   |
| Брометан<br>C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> Br               | 5                         | Застосовується у вогнегасниках; як антидетонатор для моторних палив; як розчинник; у органічному синтезі   |
| Гліцерин<br>CH <sub>2</sub> OH-CHOH-<br>CH <sub>2</sub> OH | –                         | Використовується в хімічній, харчовій (виготовлення кондитерських виробів, лікерів, прохолодних напоїв тощо); текстильній і поліграфічній (додається в друкарську фарбу для попередження її висихання) промисловості. Застосовується у виробництві вибухонебезпечних речовин і порохів, косметичних і лікарських засобів і ін. |
| Етан C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>                         | 300                       | Використовується в техніці для отримання етилену   |

| 1  | 2    | 3   |
|--|------|---|
| Етанол $C_2H_5OH$                                      | 1000 | Використовується як розчинник у виробництві фармацевтичних і парфумерних засобів; у спирто-горілчаному виробництві і пивоварінні; як розчинник лаків і політур; для екстрагування |
| Етилацетат<br>$CH_3COOC_2H_5$                          | 200  | Застосовується як розчинник естерів, целюлози, вінілових полімерів, жиру, восків; використовується як ароматизатор для мила, в парфумерії. Входить до складу есенцій              |
| Етилен $C_2H_4$  | 50   | Використовується для отримання поліетилену, полівінілхлориду, розчинників, антифризів, оцтового альдегіду, оцтової кислоти. Етилен прискорює досягання зріваних зеленими фруктів  |
| Етиленгліколь<br>$CH_2OH-CH_2OH$                       | 4-5  | Використовується для приготування антифризів, виробництва фарб (текстильних, типографських, штемпельних) і ін.  |
| Етиловий ефір<br>$C_2H_5-O-C_2H_5$                     | 300  | Застосовується як гарний розчинник. У медицині використовується для наркозу та підсилення серцевої діяльності   |
| Етилформиат<br>$CH_3COOC_2H_5$                         | –    | Застосовується у виробництві вітаміну В <sub>1</sub> , як ароматизатор для мила і компонент фруктових есенцій (запах рому)  |
| Ізоамілацетат<br>$CH_3COO(CH_2)_2CH(CH_3)_2$           | 100  | Застосовується як розчинник; як пахуча речовина в кондитерському виробництві та миловарінні (грушева есенція)   |
| Йодоформ $CHI_3$                                       | –    | Застосовується як антисептик у медицині; в аналітичній хімії  |
| Метан $CH_4$   | 300  | Використовується як промисловий і побутовий газ   |
| Метанол $CH_3OH$                                       | 5    | Використовується як розчинник в лакофарбовій промисловості, при очищенні бензинів від меркаптанів і ін.   |
| Мурашиний альдегід<br>(формальдегід, метаналь) $CH_2O$ | 0,5  | Використовується як дезинфікуючий засіб для дезинфекції зерно- і овочесховищ, парників, теплиць, для протравлювання насіння, виготовлення анатомічних препаратів                  |

| 1   | 2   | 3  |
|---|-----|--|
| Мурашина кислота<br>$\text{HCOOH}$  | 1   | Застосовується замість оцтової кислоти при фарбування тканин, у шкіряному виробництві; у консервному, спиртовому виробництвах, пивоварінні. Застосовується у медицині для виготовлення каталізаторів та у багатьох синтезах  |
| Оцтовий альдегід<br>(ацетальдегід, етаналь)<br>$\text{CH}_3\text{CHO}$  | 5   | Використовується у промислових масштабах для отримання оцтової кислоти, оцтового ангідриду, етилового, бутилового спиртів та ряду інших розчинників  |
| Оцтова кислота<br>$\text{CH}_3\text{COOH}$  | 5   | Застосовується при фарбуванні; у шкіряному виробництві; для отримання естерів, що застосовуються як розчинники у лакофарбовій промисловості; як есенція у харчовій промисловості і ін. Оцтова кислота у великих кількостях витрачається для виробництва оцтового ангідриду, як консервуючи та смакова речовина |
| Пальмітинова<br>$\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$<br>і стеаринова<br>$\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$<br>кислоти | –   | Найбільш важливі представники вищих жирних кислот. Їх натрієві і калієві солі називаються милами. Естери пальмітинової кислоти складають головну частину спермацету та бджолиного воску  |
| Пропіонова кислота<br>$\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$   | 20  | Застосовується у синтезі гербіцидів, консервантів, полімерних матеріалів   |
| Пірокатехін<br>(1,2-дигідробензен)<br>$\text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})_2$   | –   | Застосовується у синтезі адреналіну, для колориметричного визначення деяких металів  |
| Рідкі вуглеводні<br>$\text{C}_5\text{H}_{12} - \text{C}_{15}\text{H}_{32}$  | 300 | Використовуються як моторне паливо   |
| Резорцин (1,3-дигідробензен)<br>$\text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})_2$   | –   | Застосовується як лікарський засіб; для отримання антисептика 4-гексилрезорцину; у аналітичній хімії; для синтезу фарбників, стабілізаторів, пластифікаторів   |

| 1  | 2   | 3   |
|--|-----|---|
| Саліцилова кислота<br>o-<br>$\text{HO-C}_6\text{H}_4\text{COOH}$ | –   | Застосовується у фармацевтичному виробництві для отримання аспірину; у анілінофарбовому виробництві   |
| Тетрахлорметан<br>$\text{CCl}_4$                                 | 20  | Використовується як розчинник для вилучення жирів і масел із рослин, для видалення жирових плям з тканин; у огнегасниках  |
| Толуол $\text{C}_6\text{H}_5\text{-CH}_3$                        | 50  | Використовується у виробництві вибухонебезпечних речовин (тринітротолуолу, тротилу), бензойного альдегіду, фенолу і хлористого бензену – напівпродуктів анілінофарбової і інших галузей промисловості; як розчинник |
| Фенол $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$                            | 0,3 | Використовується для отримання пластичних мас, лікарських препаратів (саліцилова кислота і її похідні), фарбників, вибухонебезпечних речовин (пікринова кислота)  |
| Хлороформ<br>$\text{CHCl}_3$                                     | 5   | Застосовується для наркозу; як розчинник  |



## Рекомендована література

1. Ахметов Н.С. Неорганическая химия. – М.: Высш. шк., 1986. – 672 с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1989. – 267 с.
3. Голуб А.М. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Вища шк., 1988. – 855 с.
4. Гольбрайх З.Е. Сборник задач и упражнений по химии. – М.: Высш. шк., 1986. – 194 с.
5. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. – М.:Химия, 1985. – 632 с.
6. Кембел Дж. Современная общая химия. – М.: Мир, 1975. – Т.1-3.
7. Коровин Н.В., Мингулина Э.И., Рыжова Н.Г. Лабораторные работы по химии. – М.: Высш. шк., 1986 . – 239 с.
8. Красовський О.М. Старчак В.Г. Загальна та неорганічна хімія у прикладах і завданнях. – К.: НМК ВО 1992. – 115 с.
9. Курс общей химии /Под ред. Н.В. Коровина. – М: Высш. шк., 1987. – 630 с.
10. Некрасов Б.В. Учебник общей химии. – М.: Химия, 1981. – 578 с.
11. Несмеянов А.Н., Несмеянов Н.А. Начала органической химии. – М.: Высш. шк., 1974. – кн.1,2..
12. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Вища шк., 1988. – 480 с.
13. Сайкс П. Механизмы реакций в органической химии. – М.: Мир, 1977. – 540 с.
14. Старчак В.Г., Красовський О.М. Методичні вказівки до лабораторного практикуму із загальної та неорганічної хімії .- Чернігів, ЧТУ, 1993. – 113 с.
15. Степаненко Б.Н. Курс органической химии. – М.: Высш. шк., 1979. – 342 с.