

**Міністерство освіти і науки України
Чернігівський державний технологічний університет**

Х І М І Я

**Лабораторний практикум
для студентів напрямку підготовки:
0902 – Інженерна механіка
0923 – Зварювання
всіх форм навчання**

**Затверджено на засіданні
кафедри хімії і КМ
протокол № 6 від 30.03 2005 р.**

Чернігів 2005

Хімія. Лабораторний практикум для студентів напряму підготовки:
0902 – Інженерна механіка, 0923 – Зварювання всіх форм навчання /Укл.:
О.М. Красовський, О.І. Сиза, О.М. Савченко, В.М. Челябієва. – Чернігів:
ЧДТУ, 2005. – 102 с.

Укладачі: Красовський Олександр Миколайович,
доктор фармацевтичних наук, професор
Сиза Ольга Іллівна,
доктор технічних наук, професор
Савченко Олеся Миколаївна, аспірант
Челябієва Вікторія Миколаївна,
кандидат технічних наук, доцент

Відповідальний за випуск: Сиза Ольга Іллівна,
завідувач кафедри хімії і конструкційних
матеріалів, доктор технічних наук, професор

Рецензент: Цибуля С.Д., кандидат технічних наук, доцент кафедри
машин і апаратів виробництва хімічних волокон та
текстильної промисловості Чернігівського державного
технологічного університету

В с т у п

Курс хімії у вищій технічній школі передбачає постійне поглиблення теоретичного фундаменту та одночасне зміцнення його зв'язку з багатьма інженерними спеціальностями.

Даний практикум містить 21 лабораторну роботу із загальної та неорганічної хімії, які укладено за програмними питаннями курсу "Хімія" для механічних (технологія машинобудування, металорізальні верстати і системи та ін.) та енергетичних спеціальностей (енергетичні системи та мережі). При цьому особливу увагу приділено сучасній номенклатурі неорганічних речовин, основним поняттям та законам хімії, будові атомів та ін. Спеціальні питання хімії відображено в роботах з вивчення хімічних властивостей металів та неметалів, що знаходять застосування в електроенергетиці. 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).

Для більш глибокого засвоєння теоретичного матеріалу, протягом семестру студенти виконують різні вправи і розв'язують задачі за індивідуальними завданнями (РГР – розрахунково-графічна робота). Це надає викладачам можливість контролю за самостійною роботою студентів та перевіряти своєчасність підготовки їх до лабораторних занять.

Лабораторний практикум визначає той необхідний мінімум знань, які повинен засвоїти студент на лабораторних заняттях. Більш детальні відомості в області різних розділів хімії студенти одержують в лекційних курсах.

Лабораторна робота № 1

Основні типи хімічних реакцій. Сучасна номенклатура неорганічних сполук і їх взаємні перетворення

1.1 Мета: вивчити основні типи хімічних реакцій і класи неорганічних сполук та їх кислотно-основні властивості; ознайомитися з правилами роботи в хімічній лабораторії і технікою безпеки

1.2 Короткі теоретичні відомості

Основні типи хімічних реакцій – це реакції сполучення (приєднання), розкладу, заміщення та обміну. Повторіть цей матеріал за програмою СШ, наведіть приклади.

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: CaO – 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, $TiOH$ – талій (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 VO^{2+} – радикал;
- систематичні назви кислот будуються на основі назв аніонів, а починаються з назви катіону, тобто гідрогену (Додаток В): H_2SeO_3 – дигідроген селенат (IV) або дигідроген триоксоселенат (IV), або селенітна (IV) кислота; H_2SO_4 – дигідроген тетраоксосульфат (VI) або сульфатна (VI) кислота, або сульфатна кислота; HMnO_4 – моногідроген тетраоксоманганат (VII) або перманганатна кислота; HNO_3 – гідроген нітрат (V) або гідроген триоксонітрат (V), або нітратна кислота;
- для деяких кислот комісія IUPAC дозволяє використання традиційних назв, наприклад, H_2SO_4 – сірчана, H_3PO_4 – фосфорна (ортофосфорна), HPO_3 – метафосфорна, HNO_3 – азотна та ін.;
- для водних розчинів галогеноводнів та інших можна зберегти традиційні назви: HCl – хлороводнева кислота, хлоридна або соляна; HBr – бромоводнева кислота або бромідна; HCN – ціановоднева кислота або ціанідна; HN_3 – азидоводнева кислота або азидна;
- назви солей легко утворюються з назв катіонів і аніонів з відповідними числівниковими префіксами: 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-), 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: NaHCO_3 – натрій гідрогенкарбонат, $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ – амоній дигідрогенфосфат, $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ – діамоній гідрогенфосфат, NaHS – натрій гідрогенсульфід;
- основні солі можуть називатись, як подвійні, вважаючи O^{2-} та OH^- за гетероаніони: CaClOH – кальцій гідроксид хлорид, $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ – дикупрум дигідроксид карбонат, 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:

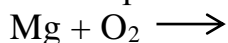
- сполуки, що містять комплексні катіони – $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+\text{Cl}^-$ – діамінаргентум (I) хлорид, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ – тетраамінкупрум (II) дигідроксид;
- сполуки, що містять комплексні аніони – $\text{Na}^+[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ – натрій тетрагідроксоалюмінат, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – 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.

1.3 Експериментальна частина

1.3.1 Реакції сполучення

1.3.1.1 На газовому пальнику підігрійте шматочок магнієвої стрічки (0,2-0,5 г), спостерігайте реакцію горіння магнію з утворенням магній оксиду білого кольору. Закінчіть рівняння реакції



Методом електронного балансу знайдіть коефіцієнти у рівнянні реакції. Перевірте взаємодію MgO з водою при нагріванні. Напишіть рівняння реакції і дисоціацію Mg(OH)₂. Яким чином можна підтвердити лужне середовище розчину цієї основи? Що для цього необхідно використати?

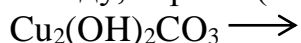
1.3.1.2 На технохімічних терезах зважте 1-2 г сірки і 1,75-3,5 г подрібненого заліза, ретельно перемішайте їх у ступці, перенесіть суміш у пробірку, закріпіть її вертикально у штативі і злегка нагрійте, після чого сильно підігрійте біля дна пробірки. Як тільки суміш почне розжарюватися, пальник відставте (реакція екзотермічна!). Закінчіть рівняння реакції



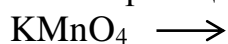
Дайте назву речовині, що утворилася у цьому випадку. Пам'ятайте, що слабкі окисники окиснюють залізо до Fe⁺².

1.3.2 Реакції розкладу

1.3.2.1 У сухій пробірці нагрійте 0,3-0,5 г дикупрум дигідроксид карбонату. Пам'ятайте, що розклад цієї солі супроводжується утворенням купрум (II) оксиду, карбон (IV) оксиду та води. Закінчіть рівняння реакції



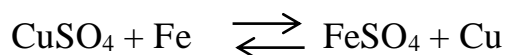
1.3.2.2 У сухій пробірці нагрійте 0,2-0,3 г калій перманганату. Напишіть рівняння реакції. Пам'ятайте, що у результаті розкладу цієї солі утворюються дикалій тетраоксоманганат (VI), манган діоксид і кисень. Як його виявити? Закінчіть рівняння реакції



Якщо у пробірку після охолодження додати воду, то розчин забарвлюється в зелений колір. Чому? Порівняйте забарвлення MnO₄⁻ і MnO₄²⁻ іонів.

1.3.3 Реакції заміщення

1.3.3.1 У розчин з 1-2 мл купрум (II) сульфату занурте залізний цвях. Через деякий час вийміть його і зверніть увагу на появу чистої міді на поверхні цвяху. Обчисліть ΔE цієї реакції, якщо E^o_{Cu²⁺/Cu⁰ = 0,34, а E^o_{Fe²⁺/Fe⁰ = -0,44 В (ΔE = φ_{ок} - φ_{від}). За значенням ΔE з'ясуйте напрямок реакції}}



Зверніть увагу, що реакції заміщення – це єдиний тип реакцій, які завжди супроводжуються зміною ступеня окиснення реагуючих речовин.

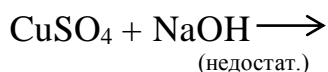
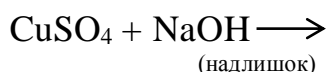
1.3.3.2 До розчину калій йодиду (0,5-1 мл) додайте стільки ж розчину бромної води. Спостерігайте утворення вільного йоду. Закінчіть рівняння реакції:



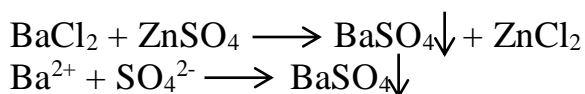
Яким чином можна довести наявність вільного йоду? Пам'ятайте, що кожний галоген, який розміщено вище у періодичній системі елементів, витісняє нижчий із його сполук ($F_2 \longrightarrow Cl_2 \longrightarrow Br_2 \longrightarrow I_2$).

1.3.4 Реакції обміну

1.3.4.1 Між сіллю і основою (лугом). У три пробірки налейте по 0,5-1 мл розчину купрум (II) сульфату. У першу додайте надлишок розчину NaOH, у другу – не більше як 0,3-0,5 мл розчину NaOH (недостатня кількість), у третю – 1-2 мл 25%-ного розчину аміаку. Напишіть рівняння реакцій, враховуючи, що у першій пробірці утворюється купрум (II) гідроксид (блакитне забарвлення осаду), у другій – дикупр дигідроксид сульфат (бірюзове, зеленувато-голубе забарвлення осаду), у третій – комплексна сполука – тетраамінкупрум (II) сульфат – розчин інтенсивно синього забарвлення. Закінчіть рівняння реакцій:

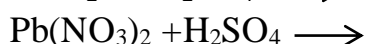
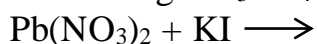


1.3.4.2 Між двома солями. Налийте у пробірку 0,5-1 мл розчину цинк сульфату і стільки ж розчину барій дихлориду. Рівняння реакцій у молекулярному та йонному вигляді записуються таким чином:

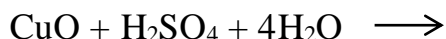


Зробіть висновок, чи протікає ця реакція до кінця. Відповідь аргументуйте.

Аналогічні досліди виконайте з розчинами солей: натрій хлориду і аргентум (I) нітрату; калій йодиду і плюмбум (II) нітрату; кальцій дихлориду і динатрій сульфату; плюмбум (II) нітрату і сульфатною кислотою. Закінчіть рівняння реакцій у молекулярному та йонному вигляді:



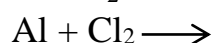
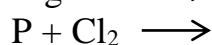
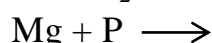
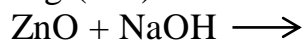
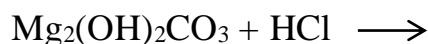
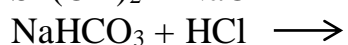
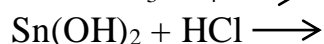
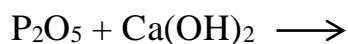
1.3.4.3 Одержання кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Помістіть у пробірку 0,3 – 0,5г купрум (II) оксиду, додайте 3–5 мл розведеної сульфатної кислоти і нагрійте суміш до кипіння. Гарячий розчин відокремте від залишку купрум (II) оксиду, помістіть його у невелику порцелянову чашку і випаруйте до утворення кристалів $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Напишіть рівняння хімічної реакції. Яке забарвлення характерне для кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$? Безводного CuSO_4 ? Закінчіть рівняння реакції:



1.3.4.4 Одержання подвійної солі. У пробірку налейте (додайте) по 1–2 мл насичених розчинів $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ і FeSO_4 . При цьому випадає осад подвійної солі складу $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (сіль Мора). Якщо осад не випадає, досягніть цього потиранням скляною паличкою внутрішньої стінки пробірки.

1.4 Питання для самоконтролю (домашнє завдання)

1) Завершіть рівняння реакцій:



- 2) Оксиди: визначення, класифікація. Які з наведених оксидів CO_2 , SO_3 , MgO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , ZnO , CaO , MnO відносяться до кислотних, основних, амфотерних? Які з оксидів CO , SiO , N_2O , CaO , CO_2 є солетвірні, а які ні?
- 3) Гідроксиди: визначення, класифікація. Навести приклади лугів, амфотерних гідроксидів.
- 4) Кислоти: визначення, класифікація. Які з наведених кислот відносяться до одно-, дво- та триосновних: HCl , H_2SO_4 , H_2S , H_3PO_4 , HClO .
- 5) Солі: визначення, класифікація. Навести приклади кислих, основних, середніх солей.
- 6) Які кислоти чи основи не утворюють кислих та основних солей?
- 7) Як можна одержати середні /нормальні/ солі із кислих і основних солей?
- 8) Які солі можуть утворитися при взаємодії $\text{Ca}(\text{OH})_2$ і H_2CO_3 ?
- 9) Які основні типи хімічних реакцій існують? Навести приклади реакцій розкладу, заміщення. За яких умов перебігають реакції обміну?

Лабораторна робота № 2

Основні хімічні поняття і закони. Еквівалент і еквівалентна маса металів

2.1 Мета: експериментально визначити еквівалентну масу і еквівалент металу для його розпізнавання, вивчити і засвоїти основні поняття та стехіометричні закони хімії

2.2 Короткі теоретичні відомості

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 NH_3 , еквівалент Нітрогену $1/3$ моль, а його еквівалентна маса $m_e = 14/3 = 4,67$ г/моль.

2.3 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 2.1), 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.

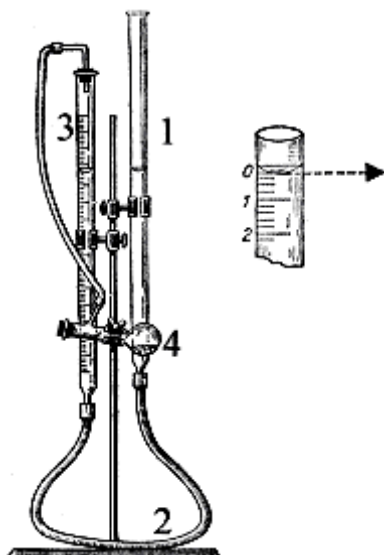


Рисунок 2.1 – Прилад для визначення еквівалентної маси металу

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

$$\frac{P_{H_2} V}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0} \quad (2.1)$$

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

$$P_{бар} = P_{H_2} + P_{H_2O} \quad (2.2)$$

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

P_{H_2O} – парціальний тиск водяної пари за температури досліду,

мм рт. ст. (таблиця 2.1);

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 2.1 – 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	293	17,53
288	12,27	294	18,65
289	13,63	295	19,83
290	14,53	296	21,09
291	15,46	297	22,38
292	16,48		

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

$$\frac{m_{e(\text{Me})}}{m_{(\text{Me})}} = \frac{11200}{V_0}; \quad (2.3)$$

$$m_{e(\text{Me})} = \frac{m_{(\text{Me})} \cdot 11200}{V_0} \quad (2.4)$$

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

Дані експерименту заносять до таблиці 2.2, крім того, наводять усі розрахунки.

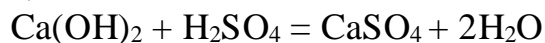
Таблиця 2.2 – Результати експерименту

№ п/п	Дані досліду	Номер досліду		
		1	2	3
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_{H_2} у бюретці, мм рт. ст.			
6	Об'єм H_2 (н.у.), мл			
7	T повітря, К			
8	$m_{e(\text{Me})}$, г/моль			
9	Відносна похибка, %			

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

2.4 Питання для самоконтролю (домашнє завдання)

- 1) Підтвердіть закон збереження маси речовини на прикладі реакції нейтралізації:



- 2) Наведіть приклади хімічних реакцій, за допомогою яких можна отримати сульфур діоксид? Охарактеризуйте якісний і кількісний склад цієї речовини.
- 3) Відберіть із наступних хімічних сполук: NH_3 , $\text{TiC}_{0.6-1}$, H_2O , CO_2 , Cu_2Mg , Mg_2Cu , NaOH , TiH_{1-2} , HCl дальтоніди і бертоліди.
- 4) Підкріпіть закон простих вагових відношень для наступних речовин: SO , SO_2 , SO_3 . Які властивості змінюються від сполуки до сполуки? Чим це обумовлено?
- 5) Обчисліть об'ємні відношення газоподібних речовин у реакції:
$$\text{H}_2\text{S}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = \text{SO}_{2(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$$
- 6) Знайдіть коефіцієнти методом електронного балансу.

Лабораторна робота № 3

Сучасна теорія будови атомів і періодичний закон Д.І.Менделєєва (лабораторно-семінарське заняття)

3.1 Мета: вивчити основні положення квантової (хвильової) механіки; вміти охарактеризувати зв'язок між електронною будовою атомів і хімічними властивостями елементів

3.2 Питання для самостійної підготовки, які винесено на семінарське заняття

- 1) Основні положення квантової (хвильової) механіки. Рівняння Луї де Бройля. Двоїста природа електрона. Принцип невизначеності Гейзенберга.
- 2) Атомна орбіталь (АО). Квантові числа і їх простіша інтерпретація (охарактеризувати значення n , l , m_l , m_s).
- 3) Форма і просторова орієнтація s-, p- і d-орбіталей. Які орбіталі називаються виродженими?
- 4) Принцип Паулі. Ємність енергетичних рівнів і підрівнів (навести формули, за якими обчислюються ємності рівнів і підрівнів).
- 5) Правило Хунда (Гунда). Обчисліть Σm_s для s^2 ; p^3 ; d^4 .
- 6) Правило В.М. Клечковського. Знайдіть, у якому порядку відбувається заповнення АО відповідно зростання їх енергії (зробіть відповідні розрахунки за сумою $n + l$).
- 7) Електронні формули елементів (вміти писати електронні формули для елементів перших трьох періодів). Валентні електрони.
- 8) Зв'язок між електронною будовою атомів і хімічними властивостями елементів. Metали і неметали. Охарактеризувати властивості елементів з $Z=16$ і 25 .
- 9) Періодичний закон і періодична система елементів. Ізотопи. Ізобари (навести приклади). Періоди і родини елементів. Групи і підгрупи.
- 10) Електронні аналоги. Поняття про енергію йонізації, спорідненості до електрону, електронегативність. Відносна електронегативність.
- 11) Види аналогій (горизонтальна, вертикальна, діагональна, валентна; навести приклади).

3.3 Експериментальна частина

3.3.1 Зміна металічних властивостей атомів елементів

3.3.1.1 У три порцелянові чашки з дистильованою водою помістіть кусочки (0,1-0,3 г) металічних літію, натрію і калію; а у дві пробірки з водою – кусочки магнію і алюмінію. Спостерігайте протікання реакцій без нагрівання, а також при нагріванні (у випадку магнію і алюмінію). Необхідно впевнитися у тому, що в усіх випадках утворилися відповідні гідроксиди. Як це зробити? За

поведінкою (активністю) взаємодії металів з водою зробіть висновок про зміну властивостей (яких?) елементів у групі (для Li, Na, K).

3.3.1.2 У три пробірки (на 1/3 об'єму) налейте розчин плюмбум (II) нітрату. У першу пробірку занурте шматочок феруму, у другу – цинку, а у третю – магнію. Через кілька хвилин огляньте поверхню металів, занурених у розчин солі $Pb(NO_3)_2$.

Складіть рівняння реакції взаємодії феруму, магнію і цинку з плюмбум (II) нітратом. Заповніть таблицю 3.1 за зразком:

Таблиця 3.1 – Результати експерименту

До реакції		Після реакції	
Хімічний знак атому або йону металу	Електронна формула атому або іону	Хімічний знак атому або йону металу	Електронна формула атому або йону
Fe	... $3d^64s^2$		
Mg			
Zn			
Pb^{2+}			

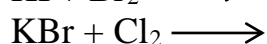
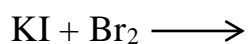
Наведіть схему розташування на атомних орбіталях електронів, що відповідають скороченим електронним формулам атомів: а) магнію, б) феруму, в) цинку, г) плюмбуму.

Якими значеннями квантових чисел (n , l , m_l) характеризується атомна орбіталь формуючого електрона у атомах: а) магнію, б) феруму, в) цинку, г) плюмбуму?

Знайдіть у періодичній системі електронні аналоги плюмбуму і запишіть скорочені формули, що виражають електронну структуру атомів цих елементів.

3.3.2 Зміна неметалічних властивостей атомів елементів

3.3.2.1 У пробірку з 0,5-1 мл розчину калій йодиду додайте 0,5 - 1 мл бромної води, а у пробірку з розчином калій броміду – 0,5-1 мл хлорної води. Спостерігайте зміну забарвлення розчинів у пробірках. Який висновок можна зробити відносно зміни властивостей (яких?) неметалів у групах? Закінчіть рівняння реакцій:



3.3.2.2 За допомогою універсального індикаторного паперу визначте рН у розчинах H_2CO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_4 . На підставі одержаних результатів зробіть висновок про зміну властивостей неметалів і їх сполук у періодах.

Лабораторна робота № 4

Теорія хімічного зв'язку та будова речовини (лабораторно-семінарське заняття)

4.1 Мета: вивчити основні типи та теорії хімічного зв'язку і на цій підставі вміти встановлювати кореляцію між типом хімічного зв'язку в молекулах та хімічними, фізико-хімічними і фізичними властивостями речовин

4.2 Питання для самостійної підготовки, які виносяться на семінарське заняття

- 1) Основні типи хімічного зв'язку. Причина утворення хімічного зв'язку. Енергія, довжина зв'язку і валентний кут.
- 2) Ковалентний зв'язок. Механізм його утворення (класичний і донорно-акцепторний). Напрявленість зв'язку. Концепція гібридизації. sp^3 , sp^2 і sp -гібридизація.
- 3) Геометрія молекул (показати на прикладах CH_4 , NH_3 , H_2O). σ - і π -зв'язки.
- 4) Насичуваність зв'язку. Полярний і неполярний типи зв'язку. Поляризуємість зв'язку. Полярні і неполярні молекули. Дипольний момент.
- 5) Характерні особливості йонного зв'язку: ненасиченість і ненапрявленість. Структура йонних сполук.
- 6) Поняття про металічний зв'язок.
- 7) Водневий зв'язок. Природа водневого зв'язку. Міжмолекулярний і внутрішньомолекулярний водневий зв'язок. Значення водневих зв'язків.
- 8) Основні структурні типи неорганічних сполук (атомні, молекулярні, йонні кристалічні ґратки).

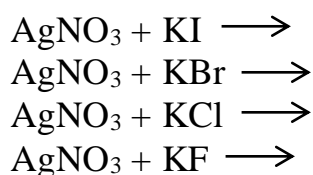
4.3 Експериментальна частина

4.3.1 Вплив природи хімічного зв'язку на схильність солей до гідролізу

У дві пробірки додайте по 1-2 мл розчинів ферум (II) сульфату і ферум (III) хлориду. За допомогою лакмусового або універсального індикаторного паперу визначіть рН цих розчинів. Зверніть увагу на те, що нижче (менше) значення рН вказує на більш сильну схильність даної солі до гідролізу. Останнє пов'язане із збільшенням ковалентності зв'язку між Fe^{3+} і Cl^- -йоном при утворенні молекули $FeCl_3$, порівняно з $FeSO_4$.

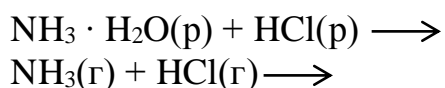
4.3.2 Вплив характеру хімічного зв'язку на розчинність солей Аргентуму У чотири пробірки додайте по 0,5 мл розчину аргентум (I) нітрату, потім послідовно у кожен прилийте по 0,5 мл розчинів з $C_n=2,0$: калій йодиду, калій броміду, калій хлориду та калій флуориду. Зазначте, у яких пробірках утворилися осади і їх колір. Найменш розчинний із них – аргентум (I) йодид внаслідок більшої ковалентності хімічного зв'язку між атомами аргентуму і

йоду, що пояснюється збільшенням радіусу атомів від флуору до йоду, а з ним зростанням поляризованості йоду. Йонний зв'язок між атомами аргентуму і флуору у молекулі AgF пояснює причину помітної розчинності цієї сполуки у воді. Закінчіть рівняння реакцій:



4.3.3 Взаємодія молекул з різним типом хімічного зв'язку

У пробірку з 0,5-1 мл розчину HCl з $C_{\text{H}}=0,1$ додайте 0,5-1 мл розчину $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ з $C_{\text{H}}=0,1$. Як називається сіль, утворена при цьому? Який тип хімічного зв'язку характерний для катіону амонію? Що утворюється при взаємодії газоподібних HCl і NH_3 ? У якому випадку використовують таку взаємодію? Закінчіть рівняння реакцій:



Лабораторна робота № 5

Основні закономірності протікання хімічних реакцій. Елементи хімічної термодинаміки і термохімії

5.1 Мета: за основними термодинамічними параметрами охарактеризувати напрямок заданих хімічних реакцій та виконати термохімічні розрахунки, які пов'язані з енергетикою хімічних процесів

5.2 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):

$$Q(q) = \Delta U + A \quad (5.1)$$

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:

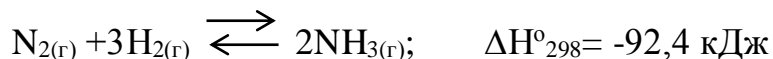
$$Q(q)_{p,T} = \Delta U + p\Delta V = \Delta H \quad (5.2)$$

$$\text{де } H = U + pV \quad (5.3)$$

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):

$$\overrightarrow{\Delta H}_{\text{х.р.}} = -\overleftarrow{\Delta H}_{\text{х.р.}}$$

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

$$\Delta H^{\circ}_{\text{х.р.}} = \sum \nu_i H_{\text{прод.}} - \sum \nu_i H_{\text{почат.}} \quad (5.4)$$

Таким же чином здійснюють розрахунок $\Delta S^{\circ}_{\text{х.р.}}$ (зміну ентропії системи) та $\Delta G^{\circ}_{\text{х.р.}}$ (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:

$$\Delta G^{\circ}_T = -2,3 RT \lg K \quad (5.5)$$

$$\Delta G^{\circ}_{298} = -5,6 \lg K, \text{ кДж/моль} \quad (5.6)$$

5.3 Експериментальна частина

5.3.1 Визначення теплоти нейтралізації сильного лугу сильною кислотою

Для вимірювання теплових ефектів реакцій застосовують (використовують) калориметри або калориметричні прилади (рисунок 5.1).

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:

$$Q = (m_p C_p + m_{ск} C_{ск}) \Delta t, \text{ за } \Delta t = t_{кінц} - t_{поч}, \quad (5.7)$$

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.

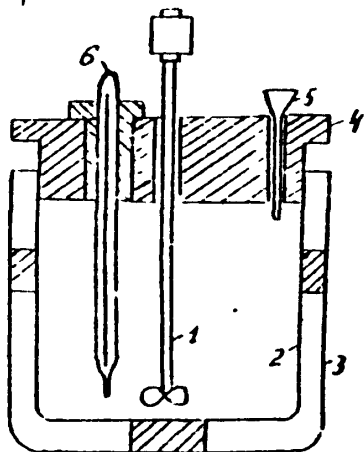
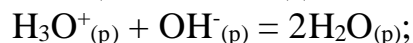


Рисунок 5.1 – Калориметрична установка

Термохімічне рівняння реакції нейтралізації має вигляд:



$$\Delta H^{\circ}_{298} = -57 \text{ кДж/моль}$$

або схематично: $H^+_{(p)} + OH^-_{(p)} = H_2O_{(p)}$

Для досліду використовують розчини КОН (NaOH) і НСІ (HNO₃) з $C_H = 1,0$. Для нейтралізації беруть рівні об'єми (100-150) розчинів лугу і кислоти.

5.3.1.1 Хід лабораторної роботи

Зважте сухий калориметричний стакан (з точністю до 0,1 г).

Зберіть калориметричний прилад (рисунок 5.1) і через лійку 2 налейте в посуд (стакан) заданий об'єм розчину лугу з $C_H = 1,0$; запишіть температуру розчину лугу t_A з точністю до 0,1 °С.

Налійте у мірний циліндр такий же об'єм розчину кислоти з $C_H = 1,0$ 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 5.1

Таблиця 5.1 – Результати експерименту

Маса калориметричного стакана, $m_{ск}$, кг	Сумарний об'єм рідини у стакані, V , мл	Температура, °С (К)			
		t_A	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 $C_{ск} = 0,75 \cdot 10^3$ Дж/(кг·К), а питома теплоємність розчину $C_p = 4,18 \cdot 10^3$ Дж/(кг·К);
- 4) кількість тепла (Q), що виділиться під час протікання реакції (формула 5.7);
- 5) число молей нейтралізованої кислоти (лугу) або число молей одержаної води (ν), враховуючи задану молярну концентрацію еквіваленту кислоти (лугу) і об'єм розчину;
- 6) теплоту нейтралізації ΔH°_T (кДж/моль H_2O);
- 7) зміну ентропії ΔS°_T (Дж/(моль·К) – див. додаток 1;
- 8) енергію Гіббса реакції нейтралізації
 $\Delta G^{\circ}_T = \Delta H^{\circ}_T - T\Delta S^{\circ}_T$ (кДж/моль)
 Зробіть висновок про можливість самодовільного перебігу реакції нейтралізації.

5.3.2 Визначення теплоти нейтралізації слабкої основи слабкою кислотою Повторіть дослід аналогічно попередньому, взявши розчин аміаку і оцтової кислоти з $C_n = 1,0$. Порівняйте результати з даними попереднього дослід.

5.4 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 ΔH°_{298} ? Як залежить ΔH° 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 ΔS° ?
- 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 № 6

Хімічна кінетика і рівновага

6.1 Мета: вивчити основні фактори, які впливають на швидкість хімічної реакції і зміщення хімічної рівноваги, а також визначити швидкість, енергію активації і напрямки реакцій

6.2 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:

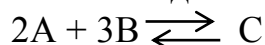
$$V = \frac{dC}{dt} = kC_1^p C_2^q C_3^n \dots, \quad (6.1)$$

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:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}, \text{ де } \gamma - \text{температурний коефіцієнт реакції} \quad (6.2)$$

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

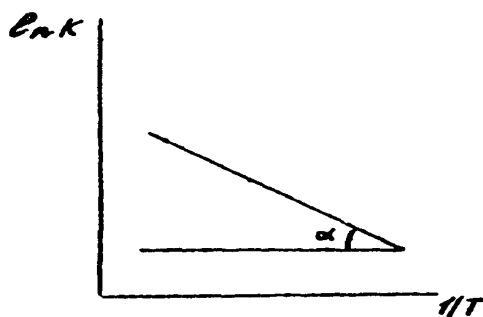


Рисунок 6.1 – Залежність швидкості реакції від температури

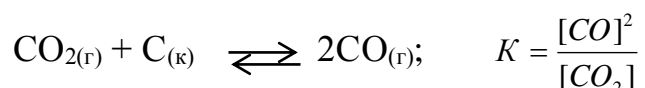
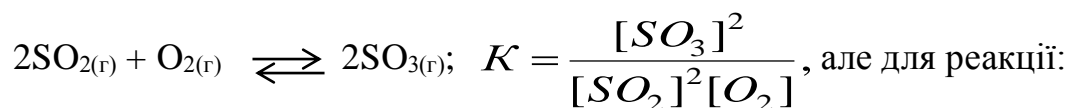
$$k = A e^{\frac{-E_{акт}}{RT}} \quad \text{або} \quad \ln k = \ln A - \left(\frac{E_{акт}}{RT}\right) \quad (6.3)$$

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 6.1).

Константа хімічної рівноваги визначає

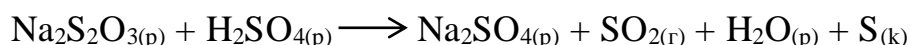
напрямок протікання реакції: $K \gg 1$ – рівновага зміщена вправо; $K \ll 1$ – рівновага зміщена вліво; $K \approx 1$ – реакція оборотна, стан рівноваги. Зміщення хімічної рівноваги здійснюється за принципом Ле-Шательє. Основні фактори зміщення рівноваги: концентрація речовини, температура і тиск. Необхідно 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:



6.3 Експериментальна частина

6.3.1 Швидкість гомогенних реакцій

6.3.1.1 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 6.1; у інші три пробірки налейте із бюретки по 5 мл розчину H_2SO_4 ($C_M = 1,0$). Злийте попарно приготовлені розчини $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і H_2SO_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 6.1.

Таблиця 6.1 – Вихідні дані та результати експерименту

Об'єм, мл			$C_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$, моль/л	Час до появи помутніння, t, с	$v_{\text{умов}} = 1/t$, с ⁻¹
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ а)	H_2O б)	H_2SO_4 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?

6.3.2.2 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 H_2SO_4 ($C_M = 1,0$). Помістіть усі пробірки в стакан з водою і через 5-7 хвилин, вимірявши температуру води у стакані, злийте разом вміст однієї пари пробірок з H_2SO_4 і $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, відлічуючи час до початку помутніння. Потім у стакан прилийте трохи гарячої води так, щоб температура води у склянці збільшилася приблизно на 10°C . Знову витримайте розчин за цієї температури 5-7 хвилин, злийте вміст другої пари пробірок з H_2SO_4 і $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, зазначте також час появи помутніння. Дослід з останньою парою пробірок проведіть за температури,

приблизно на 20 °С вищій за початкову. Результати дослідів занесіть до таблиці 6.2.

Таблиця 6.2 – Результати дослідів

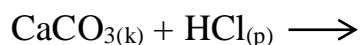
Т, °С	1/T	Час від початку відрахунку до помутніння τ, с	$v_{\text{умов}} = 1/\tau, \text{с}^{-1}$	lg v

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

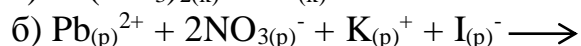
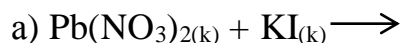
$$E = 2,3 R \text{ tg } \alpha$$

6.3.2 Швидкість гетерогенних реакцій

6.3.2.1 Взаємодія мармуру з хлоридною кислотою. Доберіть два однакових шматочки мармуру. 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:

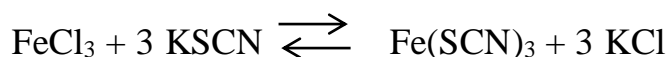


6.3.2.2. Реакція між твердими калій йодидом і плюмбум (II) нітратом. Помістіть у суху порцелянову ступку невелику кількість калій йодиду, а потім – таку ж кількість плюмбум (II) нітрату. Чи є які-небудь зміни? Розітріть кристали товкачиком і спостерігайте появу помітного жовтого забарвлення. Змочіть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



6.3.3 Хімічна рівновага

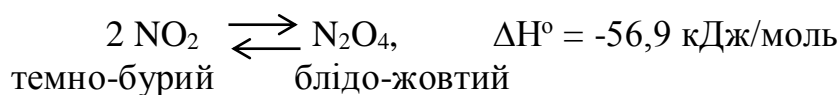
6.3.3.1 Вплив концентрації на зміщення рівноваги. Для досліду зручно використати зворотну реакцію утворення ферум (III) роданіду:



Розчин ферум (III) роданіду інтенсивно забарвлений у кров'янисто-червоний колір, FeCl_3 – у жовтий, а розчини KSCN і 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 FeCl_3 і KSCN (NH_4SCN). Одержаний розчин розлийте у 4 пробірки: у першу прилийте кілька крапель концентрованого розчину KSCN (або NH_4SCN), у другу – розчину FeCl_3 , у третю – додайте невелику кількість кристалічного KCl (або NH_4Cl), а четверту пробірку залиште для порівняння. Користуючись законом діяння мас, поясніть зміну забарвлення у перших трьох пробірках.

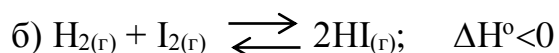
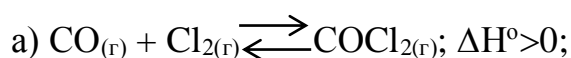
6.3.3.2 Вплив температури на зміщення рівноваги. За температур від $-11,2$ до 140 °C молекули NO_2 і N_2O_4 перебувають у стані рівноваги, реакція зворотна:



Одну частину запаяної посудини, яка містить суміш NO_2 і N_2O_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?

6.4 Питання для самоконтролю (домашнє завдання)

- 1) Що означає термін “швидкість хімічної реакції”? Назвати і пояснити фактори, від яких вона залежить.
- 2) Від яких факторів залежить константа швидкості реакції і у чому полягає її фізичний зміст? Енергія активації та рівняння Арреніуса.
- 3) Написати рівняння для константи хімічної рівноваги реакцій
$$\text{CO}_{(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(r)} \xrightleftharpoons{\text{темно-бурий}}{\text{блідо-жовтий}} \text{CO}_2_{(r)} + \text{H}_2_{(r)}$$
$$\text{CO}_2_{(r)} + \text{C}_{(к)} \xrightleftharpoons{\text{темно-бурий}}{\text{блідо-жовтий}} 2\text{CO}_{(r)}$$
$$\text{N}_2_{(r)} + 3\text{H}_2_{(r)} \xrightleftharpoons{\text{темно-бурий}}{\text{блідо-жовтий}} 2\text{NH}_3_{(r)}$$
- 4) Дати визначення закону діяння мас і навести приклади, які б проілюстрували цей закон.
- 5) У скільки разів збільшиться швидкість хімічної реакції, якщо збільшити температуру від 20 до 75°C ($\gamma=2,8$)? Аргументуйте відповідь правилом Вант-Гоффа.
- 6) Відповідно до принципу Ле-Шательє визначити напрямок, у якому зміститься рівновага у системах (залежно від T , P і концентрації):



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

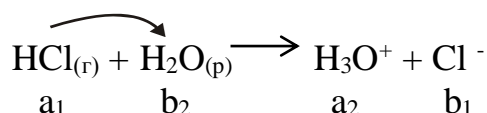
Лабораторна робота № 7

Електролітична дисоціація. Розчини електролітів. Кисотно-основна рівновага

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

7.2 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 α і константи дисоціації K , а також назвати фактори, які впливають на α і K . Один із важливих факторів, який впливає на α - це концентрація розчину:

$$\alpha = \sqrt{K/C} \quad (7.1)$$

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 Fe^{3+} , Cr^{3+} , 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). Наведіть приклади.

7.3 Експериментальна частина

7.3.1 Електрична провідність розчинів електролітів

Прилад складається із широкогорлої посудини з гумовою пробкою (рисунок 7.1), 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.

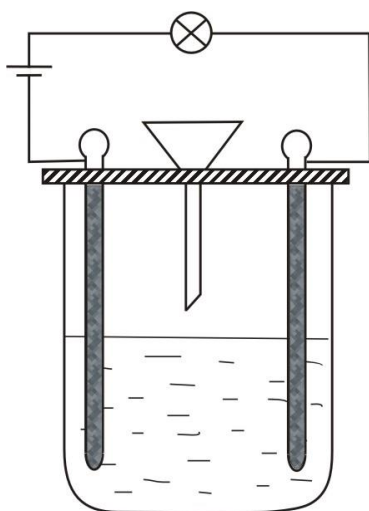
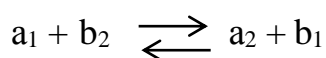


Рисунок 7.1 – Прилад для визначення електричної провідності розчинів

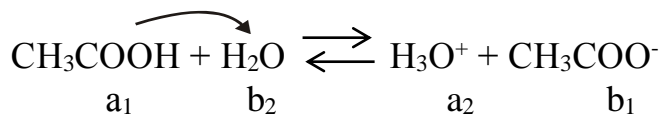
Перед кожним наступним дослідом промийте електроди і посудину та ополосніть їх дистильованою водою. Розчини яких речовин проводять струм? Що називається електролітом? Складіть рівняння електролітичної дисоціації досліджених електролітів. Якими йонами характеризуються розчини кислот і лугів? Наведіть приклади кислотно-основних пар:



7.3.2 Залежність електричної провідності від концентрації

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

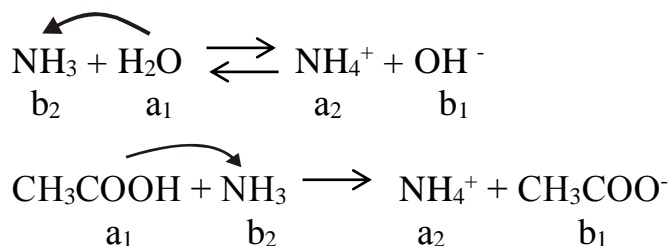
дистильовану воду і спостерігайте за зміною розжарювання дротика індикаторної лампочки. Зробіть висновок про причину даного явища. За рівнянням реакції:



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

7.3.3 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 проведенний дослід на підставі рівняння реакцій:



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

7.3.4 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.

7.3.5 Рівновага у розчині слабкої основи

Проведіть дослід, аналогічний попередньому, але замість CH_3COOH використайте $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ і фенолфталеїн, а замість $\text{CH}_3\text{COONa} - \text{NH}_4\text{Cl}$. Напишіть рівняння реакцій, вираз константи дисоціації. Поясніть зміщення рівноваги у

розчині слабкої основи. Що необхідно додати до розчину слабкої основи для зміщення рівноваги у зворотному напрямку – утворення недисоційованих молекул? Зробіть загальний висновок про фактори, які впливають на зміщення рівноваги слабких електролітів.

7.3.6 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 7.1.

Таблиця 7.1 – 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				

7.3.7 Гідроліз солей

7.3.7.1 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 7.2.

Таблиця 7.2 – Результати експерименту

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

7.3.7.2 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.

7.4 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 α від C законом розведення Оствальда.
- 7) Що таке йонний добуток води і рН? Якими методами можна визначити рН розчину? Наведіть конкретні приклади.
- 8) Поясніть поняття “кислота”, “основа” з точки зору протолітичної теорії кислот і основ. Наведіть приклади кислотно-основних пар: $a_1 \longrightarrow b_1$ та $b_2 \longrightarrow a_2$.
- 9) Які речовини називаються протогенними, прототільними, апротонними?
- 10) Наведіть приклади типових протолітичних реакцій: дисоціації (йонізації), нейтралізації та гідролізу (через аквакомплекс для катіонів).
- 11) Які величини кількісно характеризують протолітичну рівновагу у розчині солі? Що таке h і $K_{\text{гдр}}$?
- 12) Ознайомтеся з основними положеннями теорії сольвосистем та електронної теорії.

Лабораторна робота № 8

Комплексні сполуки

8.1 Мета: вивчити будову і властивості комплексних сполук, їх технічне значення і визначити $K_{\text{нест}}$ комплексів

8.2 Короткі теоретичні відомості

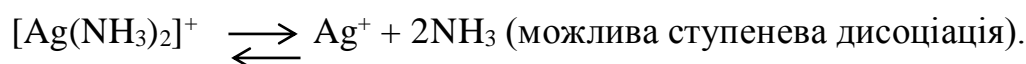
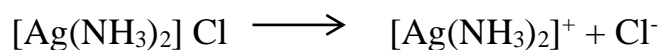
Зверніть увагу на визначення поняття “комплексні сполуки”: це сполуки відносно стійкі як у розчинах, так і у кристалічному стані, до складу яких входить комплексний катіон або аніон. Наприклад, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, містить

комплексний катіон $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, а сполука $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – комплексний аніон $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$.

Повторіть визначення таким поняттям як центральний атом (йон-комплексоутворювач), ліганди, координаційну (внутрішню) сферу або комплексний йон, зовнішню сферу, координаційні числа (чим вони визначаються?).

Навчіться визначати заряд комплексного йона і центрального атома (ц.а.), координаційне число (к. ч.), особливо у комплексних сполук зі змішаними лігандами, наприклад, для $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$: $\text{Cr}^{3+} + 3$; к. ч. = $4+2 = 6$ (із них 4 ліганди – полярні молекули води і 2 ліганди – йони Cl^-).

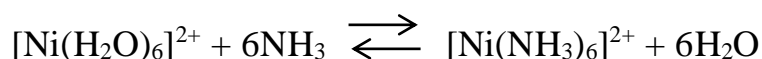
З наведеного прикладу ясно, що заряд комплексного йона дорівнює алгебраїчній сумі зарядів усіх йонів, які входять до його складу. Дійсно: $+3 + (-1 \cdot 2) = +1$ (заряд комплексного йона): $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]^+$ Комплексні йони дисоціюють як слабкі електроліти (тоді як дисоціація на зовнішню і внутрішню сфери протікає як у сильних електролітів). Наприклад:



Константа рівноваги у цьому випадку – це константа нестійкості комплексу. Чим вона менше, тим стійкіший комплекс. Доцільніше характеризувати стійкість комплексу за значенням pK : $\text{pK}_{\text{нест}} = -\lg K_{\text{нест}}$. Чим вище значення $\text{pK}_{\text{нест}}$, тим більш стійкий комплекс:

$$k_{\text{нест}} = \frac{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+} = 9,3 \cdot 10^{-8}, \text{ тоді як } \text{pK}_{\text{нест}} = 7,04$$

Пам'ятайте, що $\text{pK}_{\text{нест}}$ залежить від багатьох факторів: $\text{pK}_{\text{нест}}$ тим більший, чим вище концентрація ліганду, заряд, радіус, значення I , E , $E\text{H}$ центрального атома; $\text{pK}_{\text{нест}}$ залежить не лише від хімічної природи центрального атома, але й від ліганду (чим більше параметр розщеплення Δ , тим більше pK). Наприклад, за значенням Δ для центрального атома Ni^{2+} : $\Delta_{\text{NH}_3} = 129$ кДж/моль, $\Delta_{\text{H}_2\text{O}} = 101$ кДж/моль можна визначити напрямок реакції комплексоутворення:



Хімічна рівновага цієї реакції зміщена в прямому напрямку – вправо, у бік утворення більш стійкого комплексу.

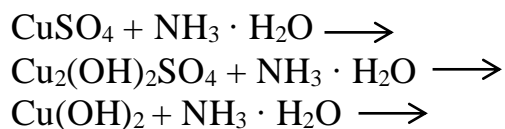
На утворенні стійких аміакатів базуються гідрометалургійні методи вилучення нікелю із руд. Реакції комплексоутворення широко застосовуються

для підвищення корозійної стійкості конструкційних металів (в гальваностегії – захисні покриття, інгібіторна обробка металів). Вони мають велике значення для впровадження безвідходних і маловідходних технологій; наприклад, вилучення із анодного шламу при електролітичному рафінуванні нікелу і міді металів платинової групи, а саме: золота, срібла та ін., повністю покриває затрати на електрорафінування цих металів.

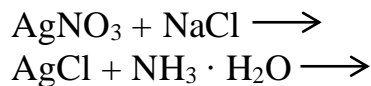
8.3 Експериментальна частина

8.3.1 Одержання комплексних сполук

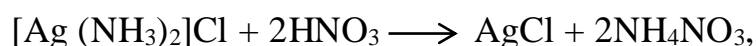
8.3.1.1 Додайте у пробірку 1-2 мл розчину купрум (II) сульфату і потім краплями розчин аміаку. Спостерігайте послідовне утворення спочатку дихлорид дигідроксид сульфату, потім купрум (II) гідроксиду і нарешті комплексної сполуки – тетраамінокупрум (II) дигідроксиду. Закінчіть рівняння реакцій:



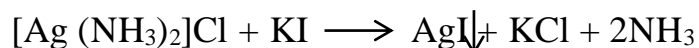
8.3.1.2 Додайте у пробірку 1-2 краплі розчину аргентум (I) нітрату і стільки ж крапель розчину натрій хлориду. Осад аргентум (I) хлориду, що випав, розчиніть у надлишку розчину аміаку – утворюється комплексна сполука діамінаргентум (I) хлорид. Закінчіть рівняння реакцій:



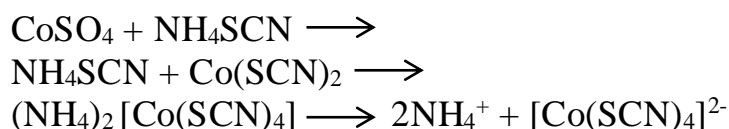
Діамінаргентум (I) хлорид розкладається нітратною (азотною) кислотою:



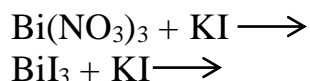
а з розчином калій йодиду утворює жовтий осад аргентум (I) йодиду:



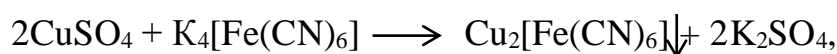
8.3.1.3 До 0,5-1 мл розчину кобальт (II) сульфату додайте 2-3 мл концентрованого розчину амоній роданіду і 0,5 мл амілового спирту, суміш перемішайте. Верхній шар суміші забарвлюється у синій колір внаслідок того, що комплексний аніон $[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$ екстрагується аміловим спиртом. Закінчіть рівняння реакцій:



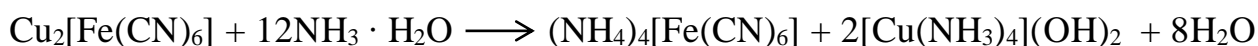
8.3.1.4 Помістіть у пробірку 3-4 краплі розчину бісмут (III) нітрату і додавайте краплями розчин калій йодиду з $C_H = 0,5$ до того часу, доки не з'явиться темно-бурий осад бісмут (III) йодиду. Осад розчиняється у надлишку калій йодиду з утворенням калій тетраїодобісмутату (III) жовто-рожевого кольору. Закінчіть рівняння хімічних реакцій:



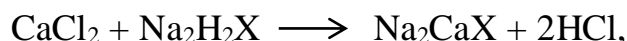
8.3.1.5 До 2-3 крапель розчину купрум (II) сульфату додайте стільки ж крапель розчину $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Спостерігайте випадіння осаду червоного кольору:



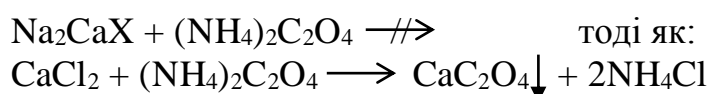
який не розчиняється у розведених кислотах, розчиняється у розчині аміаку:



8.3.1.6 У дві пробірки додайте по 3-4 краплі розчину кальцій дихлориду і потім в одну із них – 2-3 краплі розчину трилону Б. Після цього в обидві пробірки прилийте 3-5 крапель розчину амоній оксалату $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$. Які зміни відбулися у пробірках? У якій із них випав осад? Дайте пояснення, використавши наступні хімічні реакції:



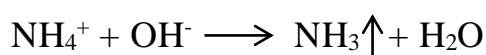
де $\text{Na}_2\text{H}_2\text{X}$ – трилон Б (схематичне зображення дивонатрієвої солі етилендіамінтетраоцтової кислоти); Na_2CaX – хелатний комплекс;



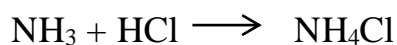
8.3.2 Подвійні і комплексні солі

У три пробірки налейте по 0,5-1 мл розчину залізо-амонійного галуноу $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$, а у четверту – стільки ж розчину калій гексаціаноферату (III) – $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Напишіть рівняння реакції дисоціації $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ і $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

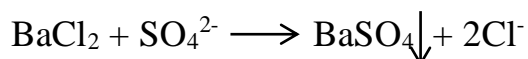
До першої пробірки (проба на NH_4^+ – йон) додайте 2-3 краплі розчину $\text{KOH}(\text{NaOH})$ і нагрійте вміст пробірки. Сильні луги розкладають солі амонію з виділенням NH_3 :



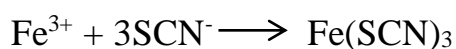
Виявіть аміак, що виділяється, за допомогою універсального індикаторного паперу (у який колір він забарвлюється?), змоченого дистильованою водою, або за утворенням білого “димув”, який утворюється, коли до отвору пробірки піднести скляну паличку, змочену концентрованою HCl:



До другої пробірки (проба на SO_4^{2-} – йон) додайте 3-4 краплі розчину BaCl_2 , при цьому випадає осад білого кольору:



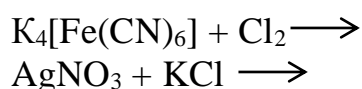
До третьої і четвертої пробірок (проба на Fe^{3+} – йон) додайте розчин KSCN або NH_4SCN (реактив на Fe^{3+} – йон):



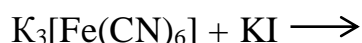
Чому у четвертій пробірці немає червоного забарвлення розчину, характерного для ферум (III) роданіду?

8.3.3 Окиснення-відновлення комплексних сполук

8.3.3.1 Окиснення калій гексаціаноферату (II) до калій гексаціаноферату (III). У пробірку налейте розчин калій гексаціаноферату (II) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ і розчин аргентум (I) нітрату (по 0,5-1 мл). Суміш перемішайте і розлийте у дві пробірки. Одну залишіть для порівняння, а у другу додайте 0,5-1 мл хлорної води. Як змінюється колір осаду внаслідок окиснювально-відновного процесу? Закічіть рівняння реакцій:



8.3.3.2 Відновлення калій гексаціаноферату (III) до калій гексаціаноферату (II). У пробірку внесіть рівні об'єми (0,5-1 мл) розчинів $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ і KI. Прилийте 1-2 мл бензену C_6H_6 , перемішайте суміш і дайте рідині відстоятися. Чому після відстоювання шар бензену забарвлюється? У який колір? Закінчіть рівняння хімічної реакції:



8.3.3.3 Вплив комплексоутворювання на контактне витіснення міді металами із розчинів її солей. В одну пробірку налейте на 2/3 розчин CuSO_4 , 0,25 моль/л + H_2SO_4 , 0,1 моль/л, а у другу – розчин CuSO_4 , 0,1 моль/л + $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, 0,5 моль/л. Зачистіть наждачним папером сталеві дротики і промийте їх проточною водою. Занурте у пробірки з розчином 1 і 2 по одному дротику. Через 5 хв витягніть зразки з пробірок та опишіть, як змінився їх зовнішній вигляд. Потім зразок, вийнятий з пробірки з розчином 1, занурте на 5 хвилин у пробірку з розчином 2 та відмітьте, як змінився його зовнішній вигляд.

За рівнянням $E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 + \frac{RT}{nF} \ln a_{\text{Me}^{n+}}$, розрахуйте рівноважний потенціал міді у розчині 1 враховуючи, що активність йонів міді дорівнює її концентрації. Порівняйте цей потенціал із стандартним потенціалом заліза. Запишіть рівняння реакції, що перебігає на поверхні сталевого зразка при зануренні його у розчин 1. Запишіть рівняння реакції, що протікає при додаванні $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ до розчину CuSO_4 , розрахуйте концентрацію комплексу і вільного ліганду, нехтуючи зміною концентрації ліганду і комплексу при дисоціації останнього. За формулою

$$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 + \frac{RT}{2F} \ln K_{\text{нест}} + \frac{RT}{2F} \ln a \frac{a[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^{2+}}{a^4 \text{NH}_3}, \quad (8.1)$$

де $K_{\text{нест}} = 2,14 \cdot 10^{-13}$, активність йонів і молекул прийміть рівними їх концентрації. Поясніть причину різної поведінки сталі у розчинах 1 і 2. Яка реакція і чому відбувається при зануренні у розчин 2 сталевого зразка, вийнятого з розчину 1.

8.4 Питання для самоконтролю (домашнє завдання)

- 1) Які сполуки називають комплексними (КС)? Які типи хімічного зв'язку характерні для комплексних сполук?
- 2) Що таке центральний атом (ц.а.), ліганди, координаційне число, внутрішня і зовнішня сфери? Наведіть конкретні приклади комплексних катіонів і аніонів.
- 3) Як класифікуються КС? Ліганди?
- 4) Дайте назву наступним комплексним сполукам: $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$; $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$; $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$.
- 5) На прикладі $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ запишіть реакцію первинної і вторинної дисоціації КС. Виведіть константу нестійкості комплексного йона. Що таке $K_{\text{ст}}$ (константа стійкості)?
- 6) Сучасні теорії комплексних сполук і їх практичне значення (підкріпіть прикладами).
- 7) Із наступних частинок: K^+ , Cr^{3+} , H_2O , Cl^- можна утворити сім комплексних сполук, одна із яких $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$. Координаційне число Cr^{3+} дорівнює 6. Послідовно замінюючи ліганди, складіть формули інших 6 КС.

Лабораторна робота № 9

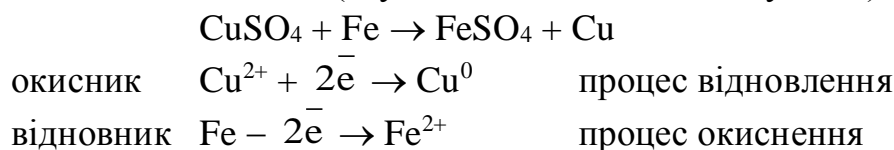
Окисно-відновні реакції

9.1 Мета: вивчити окисно-відновні реакції і напрямки їх протікання, обчислити коефіцієнти в рівняннях ОВР, а також ΔE і K

9.2 Короткі теоретичні відомості

Окисно-відновні процеси супроводжуються переходом (або відтягуванням) електронів від одних атомів до інших. При цьому частинка

(атом, молекула або йон), яка приймає електрони (акцептор електронів), виступає окисником і у процесі реакції відбувається її відновлення (ступінь окиснення знижується). Частинка (атом, молекула або йон), яка віддає електрони (донор електронів), виступає відновником і у процесі реакції відбувається її окиснення (ступінь окиснення підвищується). Наприклад:

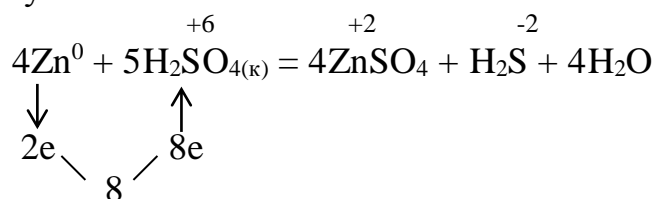


Необхідно пам'ятати, що атоми елементів, які мають вищий ступінь окиснення, проявляють лише окисні властивості; атоми елементів з нижчим ступенем окиснення – лише відновні, а з проміжним – можуть бути як окисниками, так і відновниками. Наприклад, Сульфур у наступних сполуках проявляє властивості: $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ – окисника (H_2SO_4 – концентрована), H_2S^{-2} – відновника, $\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$ – і окисника, і відновника.

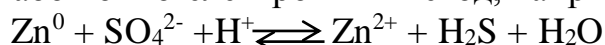
Сила окисників та відновників визначається за рядом напруг металів і рядом окисно-відновних потенціалів, який є кількісною характеристикою спорідненості йонів і атомів до електрону.

Окиснювач (окисник) приймає електрони, сам при цьому відновлюється. Відновлення – приєднання електронів, при цьому ступінь окиснення атома знижується. Відновник віддає електрони, сам при цьому окиснюється. Окиснення – віддача електронів, при цьому ступінь окиснення атома збільшується.

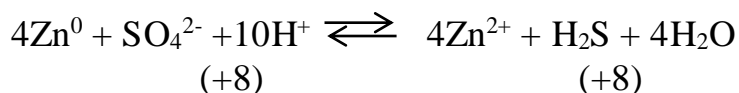
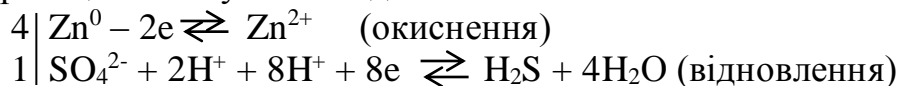
Для розрахунку коефіцієнтів використовують метод електронного балансу:



або йонно-електронний метод, наприклад, для йонної схеми:



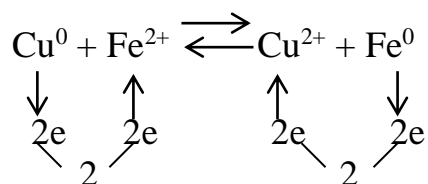
напівреакції матимуть вигляд:



Вірність розрахунку коефіцієнтів перевіряють за числом зарядів, яке повинно бути рівним у лівій і у правій частинах рівняння. У даному випадку +8 = +8.

Про напрямок реакції окиснення-відновлення судять за значенням наступних величин: $\Delta G_T < 0$, ΔE (ЕРС) реакції > 0 , $\Delta E = \varphi_{\text{ок}} - \varphi_{\text{від}}$; $\lg K > 0$, $K > 1$.

Для визначення напрямку реакції (у першому наближенні) можна використати ряд стандартних електродних потенціалів або редокс-потенціалів окисно-відновних пар (див. Додаток Ж). Окиснику відповідає більший за алгебраїчною величиною електродний потенціал, а відновнику – менший. Наприклад, необхідно встановити напрямок реакції:

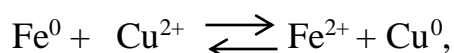


$$E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0} = +0,34 \text{ В}; \quad E^0_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0} = -0,44 \text{ В, звідси:}$$

$$\text{а) } \overrightarrow{\Delta E} = \varphi_{\text{ок}} - \varphi_{\text{від}} = -0,44 - 0,34 \text{ В} = -0,78 \text{ В}$$

$$\text{б) } \overleftarrow{\Delta E} = \varphi_{\text{ок}} - \varphi_{\text{від}} = 0,34 - (-0,44) = 0,78 \text{ В}$$

Отже, в даній реакції Cu^{2+} - окиснювач, а Fe^0 – відновник і ця реакція буде проходити лише справа наліво, тобто у зворотному напрямку:



про що свідчить і позитивне значення $\overleftarrow{\Delta E}$ (+0,78В). Якщо концентрації речовин у розчині не дорівнюють одиниці, використовують рівняння Нернста, за яким обчислюють ΔE :

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_{\text{ок}}}{a_{\text{від}}} \quad (9.1)$$

для металічних пар

$$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = E^0_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} + \frac{0,059}{nF} \ln a_{\text{Me}^{n+}} \quad (9.2)$$

де a – активна концентрація ($a = f \cdot c$)

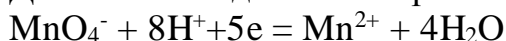
Величини ΔG , ΔE , K зв'язані наступними рівняннями:

$$\lg K = (\Delta E \cdot n) / 0,059; \quad \Delta G = -n \Delta E F$$

Потенціал водневого та кисневого електродів:

$$E_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = -0,059 \text{ рН}; \quad E_{\text{O}_2/2\text{OH}^-} = 0,401 + 0,059 \text{ рОН}$$

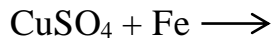
Для окисно-відновних пар E значно залежить від рН, наприклад:



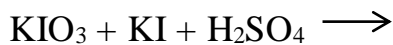
$$E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = E^0 + \frac{0,059}{5} \ln \frac{[\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}]} \quad (9.3)$$

9.3 Експериментальна частина

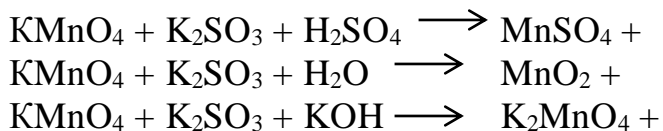
9.3.1 У розчин купрум (II) сульфату занурте на деякий час залізний цвях (поверхня якого очищена наждачним папером). Що при цьому спостерігається? Закінчіть рівняння реакції і обчисліть значення ΔE .



9.3.2 До 2-3 крапель розчину калій йодиду додайте 2 мл розчину розбавленої сульфатної кислоти і 2-3 краплі розчину калій йодату. Розчин забарвлюється в жовтий колір, що свідчить про утворення вільного йоду. Доведіть наявність його за допомогою крохмального клейстеру. У який колір він забарвлюється? Закінчіть рівняння реакції і знайдіть коефіцієнти йонно-електронним методом:



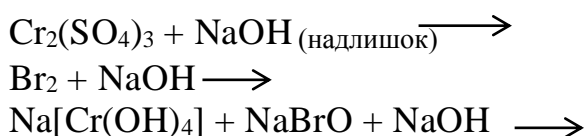
9.3.3 До 1-2 мл розчину калій сульфіту додайте такий самий об'єм розведеної сульфатної кислоти і потім 1 мл розчину калій перманганату. Фіолетовий колір останнього зникає. Проведіть аналогічні досліди з цими ж реагентами у нейтральному та лужному середовищах. Чим вони відрізняються від попереднього? Визначіть еквівалент і еквівалентні маси KMnO_4 у цих реакціях та обчисліть ΔE . Закінчіть рівняння реакцій і знайдіть коефіцієнти йонно-електронним методом:



9.3.4 Встановіть дослідним шляхом, що калій нітрит у кислому середовищі є відновником відносно калій дихромату (розчин необхідно підігріти). Закінчіть рівняння реакції та знайдіть коефіцієнти:

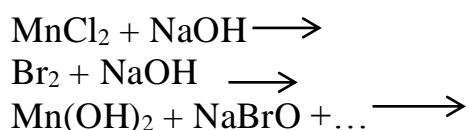


9.3.5 До розчину натрій тетрагідроксохромату (III), одержаного дією надлишку лугу на сіль хрому (III), додайте розчин бромної води і нагрійте його до кипіння. Як змінюється колір розчину? Пам'ятайте, що сполуки хрому (+3) окиснюються до хроматів ($\text{pH} > 7$) або дихроматів ($\text{pH} < 7$). Закінчіть рівняння реакцій:

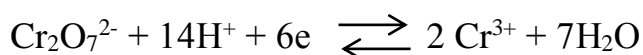


9.3.6 До розчину манган (II) хлориду додайте розчин натрій гідроксиду і розчин бромної води. Як змінюється колір розчину?

Закінчіть рівняння реакцій:



9.3.7 Залежність окиснювально-відновного потенціалу від концентрації H^+ -йону. У досліді вивчається вплив рН розчину на окиснювально-відновний потенціал системи:



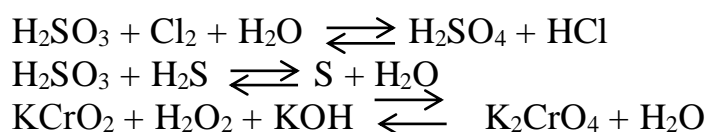
У три стакани ємністю 50 мл відмірте з бюретки по 5 мл розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ з $C_M = 0,01$ і 5 мл розчину $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ з $C_M = 0,05$. У перший стакан відмірте з бюретки 10 мл розчину H_2SO_4 з $C_M = 0,5$, у другий стакан – 10 мл розчину H_2SO_4 з $C_M = 1,0$, і у третій – 10 мл розчину H_2SO_4 з $C_M = 2,0$. За допомогою приладу рН-метр проведіть вимірювання редокс-потенціалу у трьох стаканах.

Розрахуйте концентрацію потенціалвизначаючих іонів (моль/л) і концентрацію іонів Гідрогену (моль/л) у кожному стакані. Обчисліть значення потенціалів, враховуючи, що $E^0_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}} = 1,33\text{В}$, а активності іонів дорівнюють їх концентраціям. Порівняйте розрахункові значення з експериментальними.

Побудуйте графік залежності редокс-потенціалу систем, що вивчались, від концентрації іонів Гідрогену.

9.4 Питання для самоперевірки (домашнє завдання)

- 1) Дайте визначення поняттю “ступінь окиснення”. Знайдіть ступінь окиснення Феруму, Хрому і Мангану у наступних сполуках: FeO , Fe_2O_3 , Fe_3O_4 , K_2FeO_4 , CrO , Cr_2O_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, MnO , MnO_2 , Mn_2O_7 , K_2MnO_4 , KMnO_4 .
- 2) Які реакції називаються окисно-відновними? Чому? Що таке “окисник”, “відновник”, процес відновлення і окиснення? Наведіть приклади важливіших окисників і відновників.
- 3) Поясніть суть реакцій, які відповідають наведеним нижче схемам. Що у них є окисником, що відновником? Складіть для кожної схеми йонне і молекулярне рівняння реакції:



- 4) Які типи ОВР Вам відомі? Наведіть конкретні приклади.

- 5) Що є окисником у розведеній і концентрованій сульфатній кислоті? Нітратній кислоті?
- 6) Яким чином обчислюються еквівалентні маси окисника і відновника? Наведіть приклади $m_e(\text{H}_2\text{SO}_3)$, $m_e(\text{KCrO}_2)$, $m_e(\text{H}_2\text{O}_2)$ у вище наведених прикладах (див. питання 3).
- 7) На підставі електронної будови атомів вказати, чи можуть бути окисниками: атоми натрію, катіони натрію, кисень зі ступенем окиснення -2 , йод зі ступенем окиснення 0 .

Лабораторна робота № 10

Електрохімічні процеси

10.1 Мета: вивчити основні електрохімічні процеси, які застосовуються в промисловості і шляхи підвищення їх ефективності, уміти обчислювати ЕРС (ΔE) та вихід за струмом

10.2 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 10.1):

$$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = E^0_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} + \frac{0,059}{nF} \ln a_{\text{Me}^{n+}}, \quad (10.1)$$

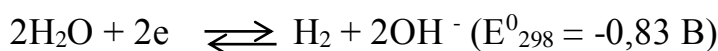
для металічних пар типу: Fe^{2+}/Fe ; $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0$ і ін.; а також для редокс пар типу: $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$; $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+$ і ін.; ряд активностей (напруг), види гальванічних елементів і акумуляторів, принцип їх дії, джерела струму, явище поляризації, поняття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

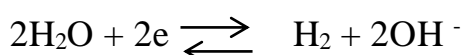
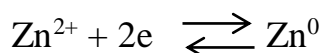
Згадайте, що електроліз – це окисно-відновний процес, який відбувається на електродах в умовах проходження постійного електричного струму через розчин або розплав електроліту. На катоді завжди протікає процес відновлення, а на аноді – окиснення. Електроліз підкоряється законам Фарадея (повторіть їх). 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_2 , 8 г або $5,6$ л O_2 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^+ до Al^{3+} включно не розряджуються на катоді. У цьому випадку протікає електровідновлення води на катоді:

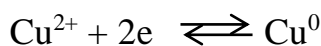


Катіони, які розміщено у ряду напруг від Mn^{2+} до Pb^{2+} розряджуються одночасно з водою (питання дискусійне). Наприклад:

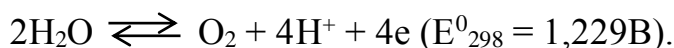


Побічний процес виділення водню на катоді при електроосаженні металів значно знижує ефективність електролізу за рахунок охрупчування (збільшення крихкості) воднем електролітичних осадів і металевої основи, на яку наноситься покриття. Це явище максимально гальмують на виробництві, подавляючи катодне виділення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

Катіони, які стоять в ряду активності за воднем ($\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Au}^{3+}$), розряджуються найлегше, оскільки це сильні окисники (позитивний електродний потенціал):



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

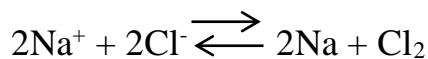
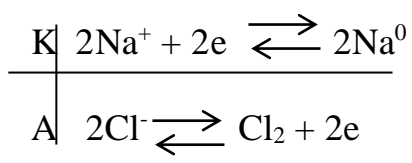


Зверніть увагу на те, що електроліз розчинів типу Na_2SO_4 , KNO_3 і інших солей зводиться практично до електроокиснення води на аноді і електровідновлення її на катоді. При цьому на аноді проходить підкислення (pH < 7), а на катоді – збільшення (підвищення) лужного середовища (pH > 7).

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:

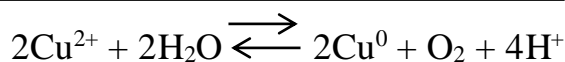
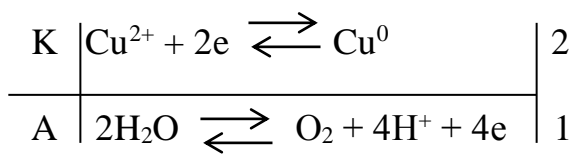


При електролізі розплаву розряджуються катіони і аніони електроліту, наприклад, розплав $\text{NaCl} \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

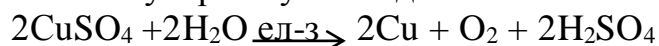


Приклад 1 Як протікає електроліз водного розчину CuSO_4 ?

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

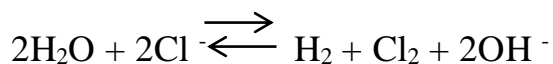
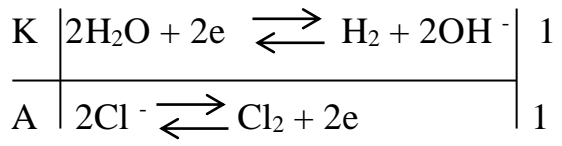


У молекулярному вигляді:



Приклад 2 Як протікає електроліз водного розчину NaCl ?

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



У молекулярному вигляді:



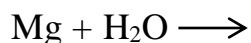
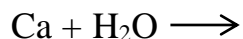
10.3 Експериментальна частина

10.3.1 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?

10.3.2 Витіснення металу, водню

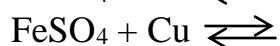
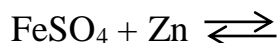
10.3.2.1 Заповніть кілька пробірок водою, в одну із них занурте невеликий шматочок (0,1-0,3 г) кальцію, у другу – магнію, а у третю – цинку. Які метали витісняють водень із води? Закінчіть рівняння реакцій:



10.3.2.2 В одну пробірку помістіть невелику кількість цинку, у другу – алюмінію, а у третю – міді, додайте у пробірки 2-3 мл розчину хлоридної кислоти. Що спостерігається? Який метал не взаємодіє з розбавленою хлоридною кислотою? Закінчіть рівняння реакцій:



10.3.2.3 У дві пробірки додайте розчин ферум (II) сульфату (1-2 мл), в одну занурте смужку цинку, а у другу – мідну спіраль. У якому випадку спостерігається реакція заміщення? Закінчіть рівняння реакцій і обчисліть ΔE :



10.3.3 Електроліз розчину натрій сульфату

В електролізер (рисунок 10.1) додайте розчин натрій сульфату і потім

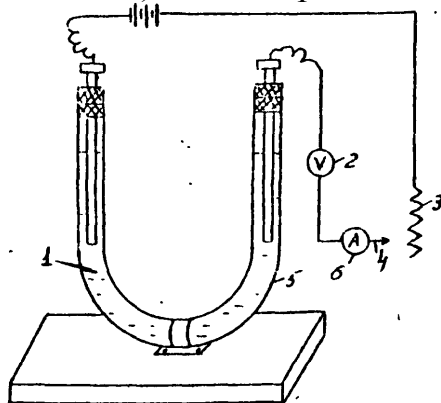


Рисунок 10.1 – Схема приладу для електролізу:

1 – розчин електроліту; 2 – вольтметр;

3 – реостат, 4 – повзунок реостату,

5 – електролізер, 6 – амперметр

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).

10.3.4 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 $V = 6-10 \text{ В}$ і $I = 1 \text{ А}$ 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.

10.3.5 Електроліз розчину калій йодиду

У електролізер налийте 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.

10.3.6 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 дослідіам.

10.4 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 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 Fe^{2+} , Cu^{2+} і Ni^{2+} ?

Лабораторна робота № 11

Загальні властивості металів

11.1 Мета: вивчити загальні властивості металів (хімічні, фізичні та фізико-хімічні), на підставі електронної будови їх атомів уміти визначити окисно-відновні, кислотно-основні та комплексоутворюючі властивості

11.2 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:

$$\lambda/\sigma T = \text{const} = 2,4 \cdot 10^{-8}, \text{ В}^2 \cdot \text{град}^{-2} \quad (11.1)$$

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

Для термоелектронної емісії існує рівняння Річардсона-Дешмена:

$$I = AT^2 e^{\frac{\varphi_e}{RT}}, \text{ А} \cdot \text{см}^{-2} \quad (11.2)$$

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

Рівняння (11.2) 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. φ_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: Sn+Pb, Bi+Cd. При хімічній взаємодії можуть утворюватися інтерметалічні сполуки: Mg₂Cu, MgCu₂, Al₆Mn 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 (s², s²p⁶).

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

$$S = K_T \cdot P_{A_2}^{0,5}, \text{ см}^3/100\text{г}, \quad (11.3)$$

де K_T – константа розчинності, яка залежить від температури; P_{A₂} – парціальний тиск H₂ (N₂) 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, Al₂O₃, Fe₂O₃), сульфіді (FeS, PbS, MnS), галіди (NaCl, BeF₂, KBr), бориди (Mg₃B₂), карбіді (Al₄C₃, CaC₂), нітриди (Mg₃N₂, TiN, AlN), фосфіді (Mg₃P₂, MnP), гідриди (MgH₂, TiH), силіциди (Mg₂Si); з водою (від Li до Al), з кислотами, “царською водкою” (HNO₃+HCl), лугами та солями.

11.3 Експериментальна частина

11.3.1 Хімічні властивості металів

11.3.1.1 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 E⁰_e, I, E, EH та ін.).

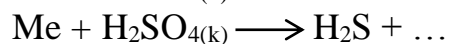
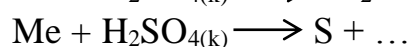
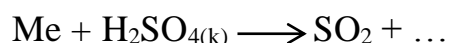
11.3.2 Взаємодія з кислотами

11.3.2.1 Взаємодія з розведеною H₂SO₄. У три пробірки вміщують по гранулі Zn, Mg, Cu, додають у кожну з них по 2-3 мл розчину H₂SO₄ (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:



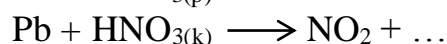
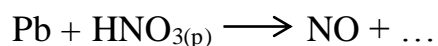
11.3.2.2 Взаємодія з концентрованою H_2SO_4 (витяжна шафа!). Виконайте аналогічний дослід для Zn, Mg, Cu з концентрованою сульфатною кислотою. Що відбувається при цьому? Чи однаковий газ виділяється у пробірках? Що відіграє роль окисника у цьому випадку? Обчисліть ЕРС реакцій. Закінчіть рівняння реакцій:



де Me = Zn, Mg

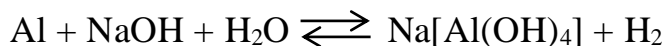


11.3.2.3 Взаємодія з азотною кислотою. До невеличкої гранули Pb в пробірці додайте кілька крапель HNO_3 (1:1) і нагрійте реакційну суміш (витяжна шафа!). Що спостерігається? Вкажіть окисник. Обчисліть ЕРС реакції. Зробіть аналогічний дослід (витяжна шафа!) з концентрованою HNO_3 і Pb. Чим відрізняються продукти реакції? У якому із розглянутих випадків нітратна кислота відновлюється більш повно? Закінчіть рівняння реакцій:



11.3.3 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?

11.4 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 №12

Легкі конструкційні метали Берилій, Магній, Алюміній, Титан

12.1 Мета: вивчити хімічні властивості легких конструкційних металів і їх сполук

12.2 Короткі теоретичні відомості

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. Так, концентрована HNO_3 окиснює його до метатитанової кислоти:



Зверніть увагу, що твердість – це один із технологічних показників, які прийнято для характеристики складу і якості природної води. Вона (твердість)

обумовлена наявністю у воді розчинних солей Ca^{2+} і Mg^{2+} . Сума концентрацій Ca^{2+} - і Mg^{2+} - йонів є кількісною мірою твердості води:

$$T = \sum C_m (\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+}) \quad (12.1)$$

Примітка. Одиниця твердості води (ГОСТ 6055-86) моль/м³. Числове значення твердості у молях на кубічний метр (моль/м³) дорівнює числовому значенню твердості води у мг-екв/л (одиниця твердості води до 1986 р.). Один моль/м³ відповідає масовій концентрації еквівалентів йонів кальцію ($1/2 \text{Ca}^{2+}$) 20,04 г/м³ та йонів магнію ($1/2 \text{Mg}^{2+}$) 12,153 г/м³.

Види твердості води:

- загальна твердість води – сума молярних концентрацій еквівалентів йонів кальцію ($1/2 \text{Ca}^{2+}$) і магнію ($1/2 \text{Mg}^{2+}$) у воді (Тз);
- карбонатна твердість – сума молярних концентрацій еквівалентів карбонатних (CO_3^{2-}) та гідрогенкарбонатних (HCO_3^-) йонів у воді (Тк);
- некарбонатна твердість – різниця між загальною та карбонатною твердістю води (Тнк);
- твердість, яку можна усунути кип'ятінням (“усувна”); обумовлена наявністю у воді $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ і $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$; визначається експериментальним шляхом.

Використання природної води у техніці вимагає попереднього її очищення (від механічних домішок) та пом'якшення (зниження твердості до певної норми). Для пом'якшення води широко застосовується метод йонного обміну (використання катіонітів і аніонітів).

12.3 Експериментальна частина

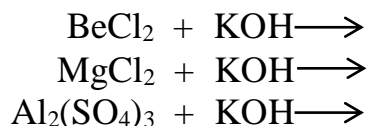
12.3.1 Визначення Алюмінію у сплавах

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 Cr^{3+} , Zn^{2+} , 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.

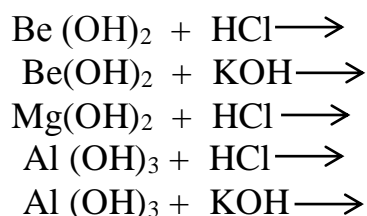
Потім пляму обробляють аміаком, тримаючи фільтрований папір над отвором склянки з розчином NH_3 і змочують зовнішню зону плями розчином алізарину. Після цього пляму знову обробляють парою NH_3 , папір висушують і зовнішню зону плями змочують розчином CH_3COOH з $C_n = 1,0$. За наявності йонів алюмінію з'являється рожеве кільце.

12.3.2 Властивості гідроксидів Берилію, Магнію і Алюмінію

До розчинів солей (0,5-1,0 мл) BeCl_2 , MgCl_2 і $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ в окремих пробірках додайте 3-4 краплі розчину лугу (KOH , NaOH). Відмітьте забарвлення осадів, що утворилися. Закінчить рівняння реакцій:



Вміст пробірок поділіть на дві частини і потім до однієї з них додайте розчин HCl , а до іншої – надлишок KOH (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:



12.3.3 Гідроліз розчинних солей Берилію, Магнію і Алюмінію

У три пробірки налийте 1-2мл розчинів BeCl_2 , MgCl_2 і $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ відповідно. Додайте у кожну пробірку 3-4 краплі нейтрального розчину лакмусу або занурте у кожну 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 (Be^{2+}) та 6 (Mg^{2+} , Al^{3+}).

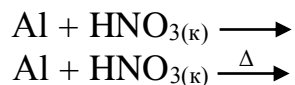
12.3.4 Взаємодія Алюмінію з кислотами

12.3.4.1 У три пробірки налийте однакову кількість (1-2 мл) розчинів розбавлених кислот: у першу – HCl , у другу H_2SO_4 і у третю – HNO_3 . У кожну пробірку занурте однакову кількість стружки або дроту Al . Найенергійніше проходить взаємодія Al з HCl , значно повільніше – з H_2SO_4 , а з розбавленою HNO_3 він не взаємодіє. Чому? Закінчить рівняння реакцій:



12.3.4.2 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).

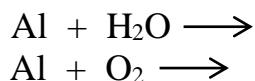
Якщо ж нагріти Al з розчином HNO_3 ($\rho=1,35 \text{ г/см}^3$) до кипіння (витяжна шафа!), то починається бурхлива реакція, яка супроводжується розчиненням алюмінію і виділенням брурої пари NO_2 . Закінчить рівняння хімічних реакцій:



12.3.5 Відношення Алюмінію до води і повітря

12.3.5.1 Алюмінієвий дріт довжиною 80 мм очистіть наждачним папером, зігніть його під кутом 30 градусів і занурте один кінець у стакан з водою. Що спостерігається? Чи відбувається виділення Гідрогену із води?

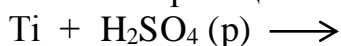
12.3.5.2 Алюмінієвий дріт із попереднього досліду занурте на 2 хвилини у розчин $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, потім витріть його шматком фільтровального паперу і занурте один кінець дроту у стакан з водою. Спостерігайте виділення H_2 із води і окиснення поверхні Al на повітрі. Закінчить рівняння хімічних реакцій:



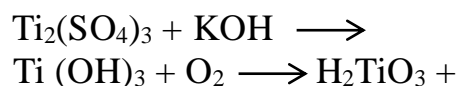
Примітка: Внаслідок взаємодії $3\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Al} = 3\text{Hg} + 2\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, гідраргірум, що виділяється, утворює з Al алюмінієву амальгаму, яка легко розкладає воду навіть за кімнатної температури [продуктами реакції є $\text{Al}(\text{OH})_3$ і H_2].

12.3.6 Хімічні властивості Титану і його сполук

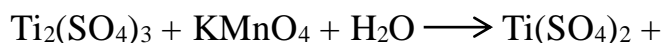
12.3.6.1 У пробірку помістіть 0,1г Титану та декілька крапель розчину H_2SO_4 з $C_{\text{H}} = 2,0$. Нагрійте суміш. Спостерігайте утворення фіолетового забарвлення розчину, обумовленого наявністю Ti^{3+} -йона. Розчин зберегти! Закінчить рівняння хімічної реакції:



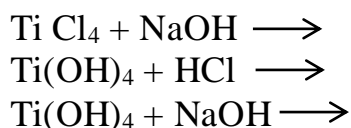
12.3.6.2 До однієї частини розчину з попереднього досліду додайте декілька крапель розчину KOH (NaOH) з таким розрахунком, щоб рН у пробірці мало значення близько 7. Який колір має осад, що випав? Чому він (осад) через деякий час змінює колір на білий? Закінчить рівняння хімічних реакцій:



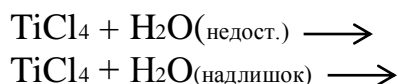
12.3.6.3 До іншої частини розчину з досліду 12.3.6.1 додайте 1-2 краплі розчину KMnO_4 . і 1-2 мл розчину H_2SO_4 з $C_{\text{H}} = 2,0$. Спостерігайте миттєве знебарвлення розчину. Чому? Закінчить рівняння хімічної реакції:



12.3.6.4 До 2-3 крапель $TiCl_4$ у пробірці додайте 2-3 краплі розчину $NaOH(KOH)$. Випадає осад білого кольору. Дослідіть його розчинність у кислотах і у надлишку концентрованого розчину луку. Закінчіть рівняння реакцій:



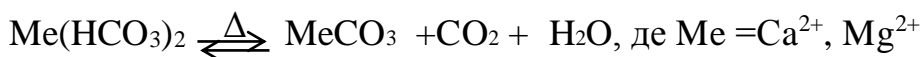
12.3.6.5 Додайте у пробірку 2-3 краплі $TiCl_4$ і стільки ж крапель води, кип'ятіть суміш протягом 3-5 хвилин, доки розчин не стане мутним. Складіть рівняння реакції гідролізу $TiCl_4$ (галогенангідрид!). Зважте, що за недостатньої кількості води утворюється титан оксид дихлорид, а з надлишком – орто-титанова (метатитанова) кислота і HCl .



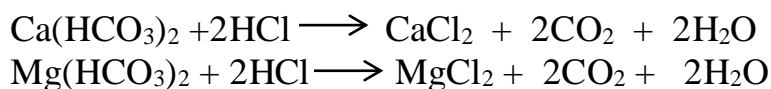
12.3.7 Визначення твердості води

12.3.7.1 Визначення карбонатної твердості води

Тимчасова (усувна) або карбонатна твердість залежить від наявності у воді $Ca(HCO_3)_2$ і $Mg(HCO_3)_2$. Її можна усунути кип'ятінням:



Щоб визначити тимчасову (карбонатну) твердість води, певний об'єм її титрують робочим розчином хлоридної кислоти за наявності індикатора – метилового оранжевого. При цьому відбуваються такі реакції:



Методика проведення досліду

У конічну колбу (або хімічну склянку) відберіть піпеткою 100 мл водопровідної води, додайте 2-3 краплі метилового оранжевого і титруйте воду робочим розчином HCl з $C_n=0,1$ до одержання незникаючого оранжевого забарвлення розчину.

Об'єм використаної кислоти запишіть з точністю до 0,05 мл. Повторіть титрування ще один раз. Якщо результати двох титрувань співпадають ($\Delta V \leq 0,1$ мл), обчисліть карбонатну твердість води. Знайдіть середнє значення об'єму розчину HCl , яку витрачено на титрування води.

$$T_K = C_{n(HCl)} \cdot V_{(HCl)} \cdot 10 \text{ моль/м}^3, \quad (12.2)$$

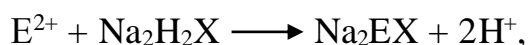
де $C_{\text{H(НСІ)}}$ – молярная концентрація еквіваленту розчину НСІ (еквівалентність, нормальність) ; $V_{\text{(НСІ)}}$ – об'єм кислоти, що витрачено на титрування 100 мл води.

12.3.7.2 Визначення загальної твердості води комплексометричним методом

Постійна твердість води обумовлена наявністю хлоридів та сульфатів кальцію і магнію. Ці солі у процесі кип'ятіння залишаються у розчині.

Комплексометричне визначення загальної твердості води полягає у титруванні відміряного об'єму води розчином трилону Б з $C_{\text{н}} = 0,1$ за наявності металоіндикатора еріохромчорного Т.

Реакція проходить за таким рівнянням:



де $E^{2+} = Ca^{2+}, Mg^{2+}$; Na_2H_2X – трилон Б (двонатрієва сіль етилендіамінотетраоцтової кислоти).

Реакцію здійснюють у слабо лужному середовищі, для створення якого перед титруванням додають буферний розчин (суміш $NH_3 + NH_4Cl$). Еквівалентна маса трилону Б дорівнює $\frac{1}{2}$ молярної маси ($M_r = 372$).

Методика проведення досліду

Для визначення загальної твердості води відбирають такий її об'єм, щоб загальний вміст солей Ca^{2+} і Mg^{2+} не перевищував $0,5 \text{ моль/м}^3$ (на титрування повинно витрачатись не більше 5 мл розчину трилону Б з $C_{\text{н}} = 0,1$). Пробу води, яку досліджують, розводять дистильованою водою до об'єму 100 мл, доливають аміачний буферний розчин об'ємом 5 мл і краплями аміачний розчин індикатора до утворення винно-червоного забарвлення. Титрують робочим розчином трилону Б до переходу червоного кольору у синій.

Твердість води у моль/м^3 обчислюють за формулою:

$$\frac{C_{\text{н(тр)}} \cdot V_{\text{(тр)}} \cdot 1000}{V_{\text{(H}_2\text{O)}}}, \text{ моль/м}^3, \quad (12.3)$$

де $C_{\text{н(тр)}}$ і $V_{\text{(тр)}}$ - молярна концентрація еквіваленту і об'єм робочого розчину трилону Б, витраченого на титрування, мл; $V_{\text{(H}_2\text{O)}}$ – об'єм проби води, мл.

12.3.7.3 Пом'якшування води методом катіонування

Через фільтр (колонку, заповнену катіонітом) пропустіть 300-400 мл водопровідної води. Швидкість фільтрування регулюється за допомогою затискувача (вона не повинна перевищувати 15 крапель на хвилину). Пом'якшену воду зберіть у стакан, який ополіскують першими порціями фільтрату. Конічну колбу і мірний циліндр ополосніть також пом'якшеною водою. Визначіть загальну твердість води (дивись дослід 12.3.7.2). Порівняйте одержані результати у цих двох дослідах. Запишіть у робочий зошит значення T_z і T_z' (загальну твердість води та води після пом'якшування).

12.4 Питання для самоконтролю (домашнє завдання)

- 1) Які катіони називають йонами твердості?
- 2) Який технологічний показник якості води називають твердістю?
- 3) Чому воду з великою твердістю неможливо застосовувати для генерації водяної пари на теплових і атомних електростанціях?
- 4) Який метод пом'якшення води називають термічним? Які хімічні реакції відбуваються при цьому?
- 5) Яким чином здійснюють пом'якшення води методом осадження? Які реагенти використовують при цьому? Напишіть відповідні рівняння хімічних реакцій.
- 6) Чи можливо пом'якшити воду за допомогою йонного обміну? Поясніть, які хімічні процеси протікають при цьому.
- 7) Яким чином можливо визначити загальну твердість води? Карбонатну твердість? Некарбонатну твердість води?

Лабораторна робота № 13

d – Елементи VI В і VII В груп

Хром, Молібден, Вольфрам, Манган

13.1 Мета: вивчити хімічні властивості елементів підгруп Хрому і Мангану та їх сполук

13.2 Короткі теоретичні відомості

Хром ($4s^1 3d^5$) розчиняється у розбавлених кислотах (HCl , H_2SO_4) з виділенням Гідрогену та утворення солей Cr^{2+} - йона, які забарвлені у блакитний (голубий) колір. Під дією Оксигену повітря відбувається окиснення $Cr^{2+} \rightarrow Cr^{3+}$ (останній більш стійкий у розчині; $E^{\circ}_{Cr^{3+}/Cr^{2+}} = -0,41В$).

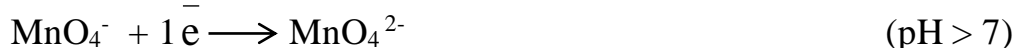
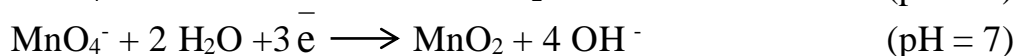
У концентрованих розчинах H_2SO_4 і HNO_3 Хром пасивнішає, після чого він втрачає здатність розчинятися у розбавлених HCl , H_2SO_4 . Хром, Молібден і Вольфрам розчиняються у лугах за наявності Оксигену або інших окисників (при цьому утворюються хромати, молібдати, вольфрамати).

Зверніть увагу, що у кислому водному розчині Cr^{3+} -йон існує у вигляді аквакомплексу – $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$, тоді як у лужному середовищі – CrO_2^- (у розплаві лугу) або $[Cr(OH)_4]^-$ - у розчині лугу.

При окисненні Cr^{3+} - йона утворюється $Cr_2O_7^{2-}$ - йон (дихромат – йон, $pH < 7$) або CrO_4^{2-} - йон (хромат - йон, $pH > 7$).

Манган має велику спорідненість до Гідрогену, Сульфуру, Оксигену, тому знаходить широке застосування у металургійній промисловості. Розчиняється у розбавлених кислотах (HCl , H_2SO_4), що обумовлено низьким значенням електродного потенціалу: $E^{\circ}_{Mn^{2+}/Mn^{\circ}} = -1,18 В$. Порошкоподібний Mn взаємодіє з водою при нагріванні. Сполуки Мангану мають різне

забарвлення та певні окисно-відновні властивості залежно від їх ступеня окиснення. KMnO_4 – сильний окисник ($E^{\circ}_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = + 1,51 \text{ В}$). Відновлення MnO_4^- - йона залежить від реакції середовища. Наприклад:



13.3 Експериментальна частина

13.3.1 Визначення Хрому у сталі

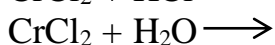
На чисту поверхню сталі нанесіть 3 – 4 краплі 30 % -ного розчину H_2SO_4 , додайте декілька кристаликів Na_2O_2 . Спочатку спостерігається утворення бурого осаду $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Перенесіть капіляром розчин з осадом на смужку фільтрувального паперу і рядом з межею мокрої плями нанесіть краплю розчину бензидину $\text{C}_{12}\text{H}_8(\text{NH}_2)_2$. Синє забарвлення вказує на наявність у сплаві хрому.

13.3.2 Відношення Хрому до кислот

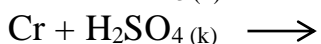
13.3.2.1 У пробірку помістіть невелику кількість (0,05 – 0,1 г) порошку Хрому, налейте 2-3 мл розчину хлоридної (соляної) кислоти і нагрійте суміш. У який колір вона забарвлюється? Закінчіть рівняння реакції:



Сполуки, що містять Cr^{2+} - йони, сильні відновники, вони легко окиснюються, витісняючи H_2 із кислот і води (утворюються сполуки Cr^{3+} - йона або хром гідроксид дихлорид у випадку взаємодії з водою). Рівновага реакції $\text{Cr}^{2+}_{(p)} + \text{H}^+_{(p)} \rightleftharpoons \text{Cr}^{3+}_{(p)} + \text{H}_{2(g)}$ зміщена вправо. Закінчіть рівняння реакцій:



13.3.2.2 Занурте пластинку Хрому у розчин концентрованої HNO_3 (або H_2SO_4), витримайте 2 – 3 хвилини, після чого пластинку ополосніть водою і занурте у пробірку з розчином розбавленої HCl . Чи спостерігається виділення водню? Да, Ні? Чому? Закінчіть рівняння хімічних реакцій:



13.3.3 Властивості сполук Cr^{3+} - йона

13.3.3.1 У пробірку з сіллю Cr^{3+} - йона додайте 1 – 2 краплі розчину NaOH (KOH) і дослідіть розчинність $\text{Cr}(\text{OH})_3$ у розчинах кислот і лугів. Закінчіть рівняння хімічних реакцій:



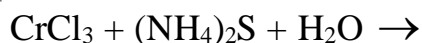
13.3.3.2 До розчину $\text{Na}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$ з попереднього досліду додайте декілька крапель хлорної води і суміш нагрійте до кипіння (витяжка шафа!). Яке забарвлення з'являється у розчині? Який аніон обумовлює це забарвлення? Закінчіть рівняння хімічних реакцій:



13.3.3.3 Гідроліз солей Cr^{3+} - йона:

а) Дослідити універсальним індикаторним папером рН розчину солі Cr^{3+} - йона: CrCl_3 , $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ або $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$. Яке значення має рН розчину? Складіть рівняння реакції гідролізу. Зважте, що координаційне число Cr^{3+} - йона дорівнює 6.

б) У дві пробірки додайте по 2 мл розчину CrCl_3 і прилийте до однієї рівний об'єм розчину $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, а до іншої – такий же об'єм розчину соди Na_2CO_3 . Чи відрізняються за кольором осади у пробірках? Закінчіть рівняння реакцій:



13.3.4 Окиснювальні властивості $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

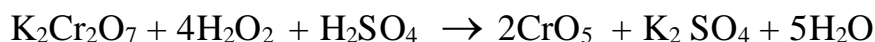
13.3.4.1 У три пробірки додайте 3 – 4 краплі розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ і 2 – 3 краплі розчину розведеної H_2SO_4 (у третю пробірку додайте розчин HCl !). Потім у першу пробірку внесіть декілька кристалів KNO_2 , у другу – Na_2SO_3 і у третю – SnCl_2 . У який колір забарвлюються розчини?

Методом йонно-електронного балансу знайдіть коефіцієнти у реакціях:



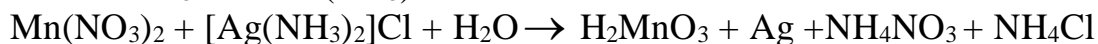
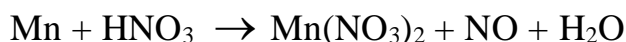
Обчисліть еквівалентну масу $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ у цих реакціях.

13.3.4.2 Утворення пероксиду Хрому CrO_5 . У пробірку додають 0,5 мл H_2O_2 , 0,5 мл розчину сульфатної кислоти H_2SO_4 з $C_{\text{H}} = 2,0$ та 0,5 мл етеру (ефіру) або амілового спирту. Суміш збовтують, після чого додають 2 – 3 краплі розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ і знову збовтують. Верхній шар (етер, аміловий спирт) забарвлюється у синій колір:



13.3.5 Визначення Мангану у сталі. На чисту поверхню сталі нанесіть 2 – 3 краплі нітратної кислоти HNO_3 (1:1). Через 5-6 хвилин перенесіть капіляром утворений розчин на смужку фільтрувального паперу і на вологу пляму нанесіть краплю розчину діамінаргентум (1) хлориду $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ (цей розчин одержують попереднім розчиненням AgCl у надлишку розчину аміаку). Утворення плями чорного кольору вказує на наявність у сталі Mn .

Методом йонно-електронного балансу знайдіть коефіцієнти у реакціях:



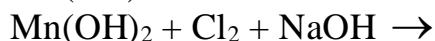
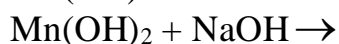
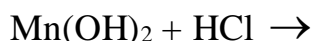
13.3.6 Відношення Мангану до кислот

До 1-2 мл розведених розчинів HCl і H_2SO_4 у пробірках додайте невелику кількість (0,05-0,1 г) порошку Мангану. Що спостерігається? Закінчіть рівняння хімічних реакцій:



13.3.7 Властивості сполук Mn^{2+} - йона

13.3.7.1 До розчину MnSO_4 (0,5-1 мл) додайте декілька крапель розчину луку (NaOH , KOH). Що спостерігається у пробірці? Розділіть вміст пробірки на три частини і до першої додайте розчин HCl , до другої - надлишок розчину NaOH (KOH), а до третьої – розчин хлорної води. Чи проявляє манган дигідроксид амфотерні властивості? Да? Ні? Поясніть, які процеси відбуваються у пробірках. Закінчіть рівняння реакцій:



13.3.7.2 До 2-3 крапель розчину MnSO_4 прилийте 1-2 мл розчину концентрованої HNO_3 , додайте 0,05-0,1 г порошку PbO_2 і нагрійте суміш до кипіння. Яке забарвлення набуває розчин у пробірці? Для якого аніону Мангану воно характерне? Закінчіть рівняння реакції:

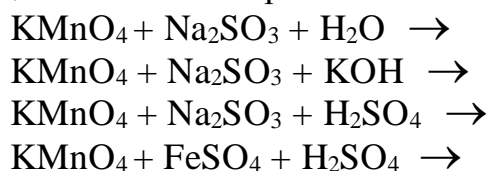


13.3.7.3 До розчину MnSO_4 (0,5-1 мл) додайте декілька крапель розчину KMnO_4 . Якого кольору осад з'являється у пробірці?

Методом йонно-електронного балансу знайдіть коефіцієнти у реакції:



13.3.8 Окиснювальні властивості MnO_4^- – йона. У 4 пробірки з розчином KMnO_4 (0,5-1мл) додайте по 1-2 мл: у першу – води; у другу – розчину KOH ; у третю і четверту - розчину H_2SO_4 (розведеної). У перші три пробірки додайте декілька кристаликів Na_2SO_3 , а у четверту розчин FeSO_4 [або декілька кристаликів солі Мора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$]. Спостерігайте утворення осаду (перша пробірка; відмітьте його колір); зелене забарвлення (друга пробірка) та знебарвлення розчинів (третя і четверта пробірки). Методом йонно-електронного балансу знайдіть коефіцієнти у реакціях:

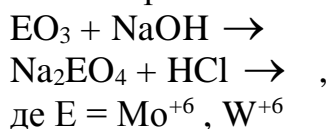


13.3.9 Відношення KMnO_4 до нагрівання

У сухій пробірці нагрійте невелику кількість (0,05-0,1 г) калій перманганату. Пам'ятайте, що при розкладі KMnO_4 утворюються дикалій тетраоксоманганат (VI), манган (IV) оксид і O_2 . Яким чином можна доказати його наявність? Якщо після охолодження у пробірку додати воду, розчин забарвлюється у зелений колір. Чому? Закінчіть рівняння реакції розкладу:



13.3.10 Добування H_2MoO_4 і H_2WO_4 . У дві пробірки налейте по 3 мл розчину NaOH і додайте в одну із них невелику кількість порошку MoO_3 , а у іншу – WO_3 . На солі, що утворилися, подійте розчином концентрованої HCl . Відмітьте забарвлення осадів. Закінчіть рівняння реакції:



13.4 Питання для самоконтролю (домашнє завдання)

- 1) Напишіть електронні формули атомів Хрому і Мангану. Яку валентність проявляють ці метали у нормальному та збудженому станах?
- 2) За допомогою відповідних реакцій докажіть амфотерні властивості Хром (III) гідроксиду. Напишіть рівняння його дисоціації. У якому напрямку зміщується хімічна рівновага цієї сполуки: за збільшення концентрації H_3O^+ - йонів? OH^- - йонів?
- 3) З чим пов'язано зменшення металічних властивостей мангану порівняно з іншими d – елементами 4-го періоду?
- 4) Охарактеризуйте кислотно-основні і окиснювально-відновні властивості сполук Хрому і Мангану: CrO , Cr_2O_3 і CrO_3 ; MnO , MnO_2 і Mn_2O_7 .
- 5) Чи є подібність хімічних властивостей Хрому і Мангану? У чому вона полягає? Наведіть конкретні приклади.

Лабораторна робота № 14

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

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

14.2 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, H₂SO₄) окиснюються H_3O^+ - йонами з виділенням H₂ і утворенням солей Fe²⁺ -, Co²⁺ - і Ni²⁺ - 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 (HNO₃, H₂SO₄) за кімнатної температури Fe пасивнішає (аналогічно Al і Cr).

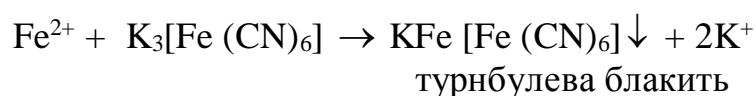
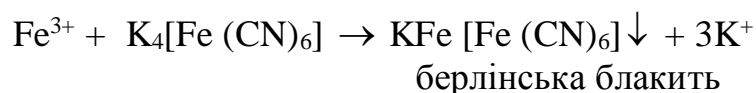
Цим металам властиве утворення чисельних комплексних сполук (у більшості випадків з к. ч. б) аніонного та катіонного типів. Відомі і неелектроліти, де центральний атом – нейтральний, наприклад, карбоніли: [Fe (CO)₅], [Co₂(CO)₈], [Ni (CO)₄].

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 FeSO₄ · 7H₂O і сіль Мора (NH₄)₂SO₄ · FeSO₄ · 6 H₂O. Солі Fe²⁺ - йона поступово окиснюються до солей Fe³⁺ - йона (за pH = 7, >7).

Fe₂O₃ і Fe (OH)₃ мають амфотерний характер, утворюють з кислотами солі, наприклад, FeCl₃, Fe₂(SO₄)₃, а з концентрованими розчинами лугів – феріти, наприклад, NaFeO₂ або Na[Fe(OH)₄] (у розчині).

Відомі також ферати – солі залізної кислоти, наприклад, BaFeO₄ (сама кислота H₂FeO₄ і її ангідрид FeO₃ – невідомі). Ферати – сильні окисники.

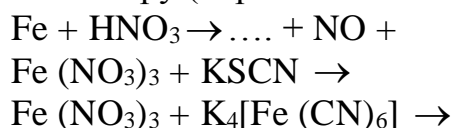
Із комплексних сполук практичне значення мають жовта та червона кров'яна солі K₄[Fe (CN)₆] і K₃[Fe(CN)₆], реактиви на Fe³⁺ - і Fe²⁺ - йони:



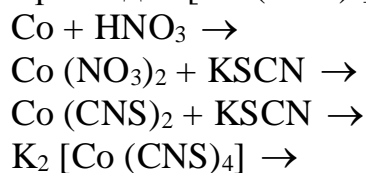
14.3 Експериментальна частина

14.3.1 Аналіз сплавів

14.3.1.1 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 $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. 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:

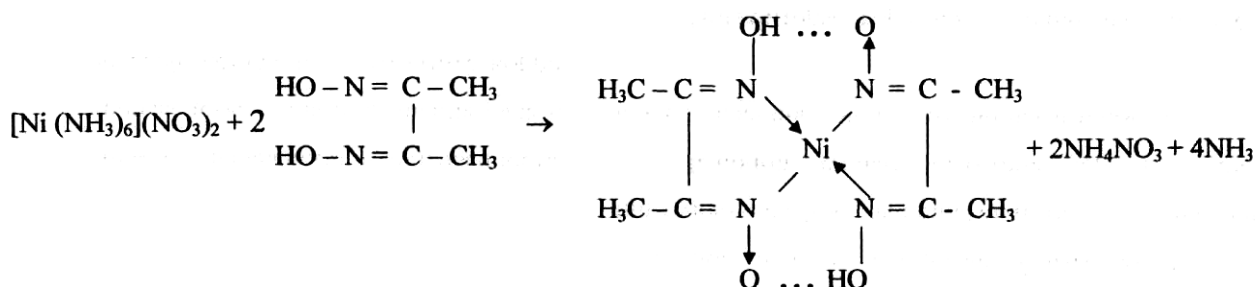
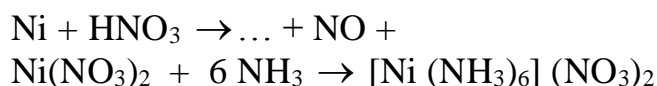


14.3.1.2 Для відкриття Co на чисту поверхню сплаву нанесіть 3-4 краплі концентрованого розчину HNO_3 , додайте через 2-3 хвилини 1-2 краплі води і перенесіть розчин капіляром у пробірку. Потім додайте до неї 3-4 краплі насиченого розчину KSCN (NH_4SCN), 5-6 крапель амілового спирту у суміші з етиловим ефіром (етером), перемішайте суміш. Спиртово-ефірний шар за наявності Co^{2+} - йонів забарвлюється у синій колір, характерний для $[\text{Co}(\text{CNS})_4]^{2-}$ - аніона. Закінчіть рівняння хімічних реакцій:



Примітка: для HSCN таутомерною формою є HCNS .

14.3.1.3 Для відкриття Ni на чисту поверхню сталі нанесіть 2 – 3 краплі розчину 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 Ni^{2+} - йонів утворюється комплексна сполука яскраво червоного кольору:



14.3.2 Відношення Fe, Co і Ni до кислот

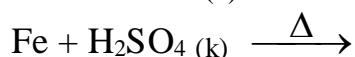
14.3.2.1 Помістіть у пробірку 0,05 – 0,1г Феруму, додайте 2 – 3 мл розведеного розчину HCl. Що спостерігається? Закінчіть рівняння хімічної реакції:



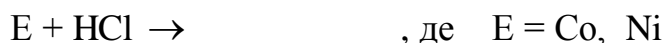
Зберегти одержаний розчин!

14.3.2.2 Помістіть у пробірку 0,05 – 0,1 г Феруму і 2 – 3 мл концентрованого розчину H₂SO₄. Що спостерігається?

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



14.3.2.3 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:



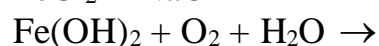
14.3.2.4 Злийте розчин HCl із пробірок досліду 14.3.2.3, ретельно промийте метали водою і додайте у кожен пробірку по 3 – 4 мл розбавленого розчину HNO₃. Що відбувається? Закінчіть рівняння реакції:



Зберегти одержані розчини!

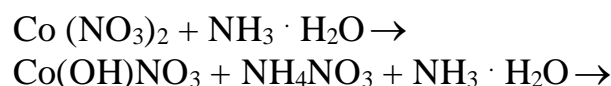
14.3.3 Властивості дигідроксидів Fe²⁺, Co²⁺ і Ni²⁺ - йонів

14.3.3.1 До розчину FeCl₂ (див. дослід 14.3.2.1) або декількох кристаликів солі Мора (NH₄)₂SO₄ · FeSO₄ · 6 H₂O у пробірці додайте 4 – 5 крапель розчину NaOH (KOH). Випадає зелений осад ферум (II) гідроксиду, який окиснюється Оксигеном повітря у бурий осад ферум (III) гідроксиду. Закінчіть рівняння реакцій. Знайдіть коефіцієнти методом йонно-електронного балансу:

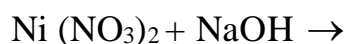


14.3.3.2 Злийте розчин Co(NO₃)₂ (див. дослід 14.3.2.4) у іншу пробірку і додавайте краплями розчин аміаку до утворення осаду основної солі Co²⁺ - йона синього кольору (кобальт гідроксид нітрату). При додаванні надлишку аміаку осад основної солі розчиняється, при цьому утворюється

комплексна сполука жовтого кольору – гексаамінкобальт (II) динітрат. Закінчіть рівняння реакцій:

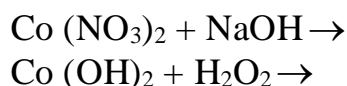


14.3.3.3 Злийте розчин $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ (див. дослід 14.3.2.4) у іншу пробірку і додайте 1 – 2 мл розчину NaOH (KOH). Випадає світло-зеленого кольору осад нікол (II) гідроксиду. Закінчіть рівняння реакції:

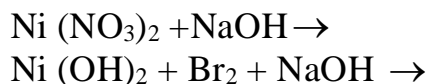


14.3.3.4 Окиснення дигідроксидів Co^{2+} - і Ni^{2+} - йонів до Co^{3+} і Ni^{3+} - йонів:

14.3.3.4.1 Додайте у пробірку 2 – 3 краплі розчину солі Co^{2+} - йона, 2 – 3 краплі розчину NaOH і потім 3 – 4 краплі H_2O_2 . Що відбувається? Закінчіть рівняння реакцій:

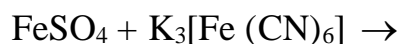


14.3.3.4.2 Додайте у пробірку 2 – 3 краплі розчину солі Ni^{2+} - йона, 5 – 6 крапель розчину NaOH і потім 1 – 2 мл бромної води (витяжна шафа!). Нагрійте суміш. Чи змінюється забарвлення осаду у пробірці? Закінчіть рівняння реакцій:



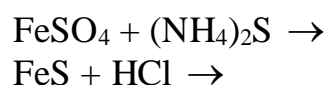
14.3.4 Виявлення Fe^{2+} - йонів

14.3.4.1 Додайте у пробірку 1 – 2 краплі розчину солі 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:



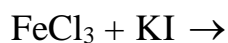
Відмітьте забарвлення осаду.

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



14.3.5 Окиснювальні властивості Fe^{3+} - йонів

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



14.3.6 Дослідіть рН розчинів солей Fe^{2+} - і Fe^{3+} - йонів у реакціях гідролізу

Додайте у дві пробірки по 1 – 2 мл солей Fe^{2+} - і 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 FeCl_3 , якщо до однієї частини цього розчину додати розчин 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 Fe^{2+} - і Fe^{3+} - йонів (координаційне число дорівнює 6 для обох катіонів).

14.3.7 Процес нікелювання

У електроліт для хімічного нікелювання (30г NiCl_2 , 10 г NaH_2PO_2 – натрій гіпофосфіту, 10 г CH_3COONa у 1 л розчину, нагрівання - 95 °С) занурте очищену сталеву пластинку. Через 30 хвилин вийміть її, промийте водою, висушіть фільтрувальним папером і відполіруйте до блиску. Який висновок можливо зробити при цьому?

14.4 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 FeCl_2 і FeCl_3 із металічного Феруму?
- 4) Обчисліть ΔH_{298}^0 утворення FeO , Fe_2O_3 і Fe_3O_4 із Fe і O_2 . Які висновки можливо зробити на підставі одержаних значень ΔH_{298}^0 відносно їх термічної стійкості?
- 5) Якими реакціями можливо відрізнити Fe^{3+} - йони від 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 Fe (OH)₃, Co (OH)₃ і Ni (OH)₃ з розчинами HCl та H₂SO₄? Складіть рівняння відповідних реакцій.
- 8) Які сполуки утворюють Fe, Co і Ni з CO? Дайте їм назву.

Лабораторна робота № 15

d – елементи I В і II В груп (Підгрупа Купруму і Цинку)

15.1 Мета: вивчити хімічні властивості d – елементів I В і II В груп і їх сполук на підставі електронної будови атомів та експерименту

15.2 Короткі теоретичні відомості

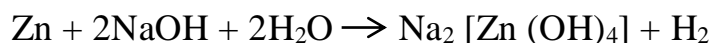
d – елементи підгруп Купруму і Цинку – метали з електронною конфігурацією $[ns^1(n-1)d^{10}]$ і $[ns^2(n-1)d^{10}]$ відповідно. d-Підрівень у атомів елементів підгрупи Купруму нестабільний і в утворенні хімічних зв'язків беруть участь один або два d-електрони. Ступінь окиснення їх має значення: 0 (проста речовина), +1, +2, +3 (у сполуках). Найбільш стійкий ступінь окиснення: Cu⁺², Ag⁺, Au⁺³. У елементів підгрупи Цинку ступінь окиснення складає: 0 (проста речовина), +1 (Hg₂⁺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 розведених і концентрованих HNO₃ та концентрованих H₂SO₄. Au розчиняється у царській водці (“царській воді”), а також у розчині HCl, насиченого хлором:



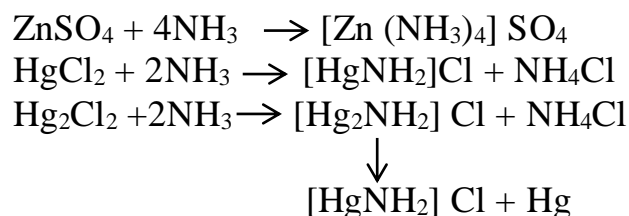
Цинк – хімічно активний метал, легко розчиняється у кислотах та при нагріванні у розчинах лугів:



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

Меркурій – малоактивний метал і взаємодіє лише з кислотами – окиснювачами. При взаємодії Hg з розчином HNO₃ утворюються сполуки Hg⁺² (надлишок кислоти) або сполуки Hg₂⁺² - радикала (надлишок металу). Сплави Hg з різними металами називаються амальгамами.

Зверніть увагу на різну поведінку солей Zn⁺², Cd⁺², Hg₂⁺² і Hg⁺² по відношенню до розчину аміаку. Наприклад:



15.3 Експериментальна частина

15.3.1 Відновлювальні властивості Cu

15.3.1.1 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 H₂SO₄ і у третю – нітратну HNO₃ (витяжна шафа!). Чи в усіх пробірках з'явилось блакитне забарвлення, характерне для [Cu(H₂O)₄]²⁺ - йонів?

Напишіть рівняння взаємодії Cu з розведеною HNO₃. Зважте, що NO₃⁻ – йон відновлюється до нітроген (II) оксиду.



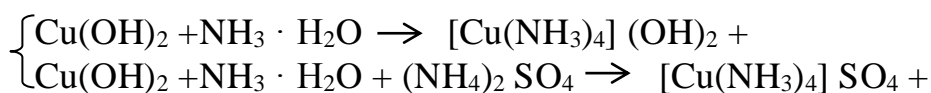
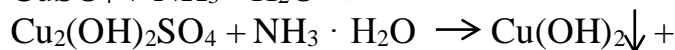
15.3.1.2 Злийте з пробірок розведені кислоти у спеціальну посудину так, щоб метал (Cu) залишився у пробірках, промийте його водою і потім додайте у кожен пробірку по шість крапель концентрованих розчинів цих же кислот (HCl, H₂SO₄, HNO₃). Простежте спочатку, чи відбувається взаємодія за кімнатної температури, а потім при обережному нагріванні у полум'ї пальника (витяжна шафа!).

Зверніть увагу на запах сульфур діоксиду SO₂ та на забарвлення нітроген діоксиду NO₂. Закінчіть рівняння хімічних реакцій:



15.3.2 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.



15.3.3 Розчинення цинку у розчинах кислот і лугів

15.3.3.1 Додайте у пробірку 4 – 5 крапель розчину H_2SO_4 з $C_H = 2,0$ і потім 0,01–0,02 г цинкового пилу. Реакційну суміш злегка підігрійте. Який газ виділяється при цьому? Напишіть рівняння хімічної реакції:



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

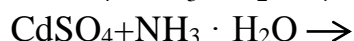
- цинк сульфату, сульфур діоксиду і води;
- цинк сульфату, сульфуру і води;
- цинк сульфату, дигідроген сульфіді і води.

15.3.3.3 Додайте у пробірку 0,01 – 0,02 г цинкового пилу і 2 – 3 мл концентрованого розчину NaOH (KOH). Напишіть рівняння реакції. Зважте, що продуктами взаємодії є динатрій тетрагідроксоцинкат і водень:



15.3.4 Одержання комплексних сполук цинку і кадмію

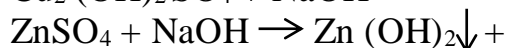
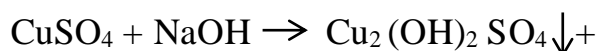
Додайте в одну пробірку 2 – 3 краплі розчину солі Zn^{2+} - йона, а у іншу стільки ж розчину солі Cd^{2+} - йона. Потім додайте у кожну пробірку по дві краплі розчину аміаку з $C_H = 2,0$. Які речовини випадають у осад? Прилийте в обидві пробірки розчин аміаку до повного розчинення осадів. Напишіть рівняння реакцій утворення комплексних сполук (координаційне число для Zn^{2+} - і 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?

15.3.5 Властивості дигідроксидів Cu^{2+} - і Zn^{2+} - йонів

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



15.3.6 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 (Na_2CO_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):



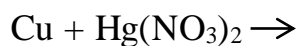
15.3.7 За допомогою універсального індикаторного паперу дослідіть рН розчинів солей: CuSO_4 (к. ч. 4) і ZnSO_4 (к. ч. 4). Напишіть йонно – молекулярні рівняння гідролізу цих солей.

15.3.8 Аналіз латуні (сплав Cu + Zn) і бронзи (сплав Cu + Sn)

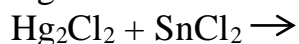
На чисту поверхню сплаву нанесіть 2 – 3 краплі концентрованого розчину HNO_3 , через 3 – 5 хвилин перенесіть його (розчин) капіляром у пробірку, додайте 2 – 3 краплі води і потім три краплі розчину $\text{K}_2[\text{Hg}(\text{NCS})_4]$. Утворення чорно-фіолетового (чорно-блакитного) осаду вказує на те, що сплав – латунь, бронза при цьому дає осад зеленого кольору.

15.3.9 Окиснювальні властивості солей Hg^{+2}

15.3.9.1 На мідну монетку помістіть 1 – 2 краплі розчину $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$. Через 2 – 3 хвилини змийте водою розчин з монетки і протріть її фільтрувальним папером. Що спостерігається? Закінчіть рівняння реакції:



15.3.9.2 Додайте у пробірку 3 – 4 краплі розчину HgCl_2 і потім краплями (поступово!) розчин SnCl_2 . Що спостерігається? Закінчіть рівняння реакцій (зважте, що HgCl_2 , Hg_2Cl_2 і SnCl_4 мають ковалентний зв'язок):



15.3.10 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.

15.3.11 Одержання сульфідів Zn^{2+} – і Cd^{2+} - йонів

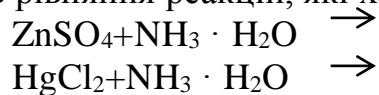
В одну пробірку додайте 3 – 4 краплі розчину ZnSO_4 , а у другу – стільки ж розчину CdSO_4 . Потім у кожну пробірку додайте 3 – 4 краплі розчину $(\text{NH}_4)_2\text{S}$

(витяжна шафа!). Якого кольору випали осадки у пробірках? Чи розчиняються вони у розчині HCl? Закінчіть рівняння реакцій:



15.4 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) Охарактеризуйте кислотно-основні властивості Cu₂O, CuO, Cu₂O₃.
- 4) Використавши ряд напруг металів, вкажіть, чи можуть Cu і Zn за звичайних умов витіснити H₂ із розведених кислот (HCl, H₂SO₄)? У якій розведеній кислоті розчиняється Cu? Напишіть рівняння реакцій.
- 5) Який із дигідроксидів - Zn(OH)₂ чи Cd(OH)₂ – проявляє більш основні властивості? Чому?
- 6) Охарактеризуйте аміакати Cu²⁺ – і Zn²⁺ – йонів. Чим вони відрізняються? Яким шляхом їх одержують і яким чином їх можна зруйнувати?
- 7) За якими властивостями можна відрізнити між собою порошкоподібні ZnO і CdO?
- 8) У чому відмінність взаємодії солей Zn²⁺, Cd²⁺, Hg₂²⁺ і Hg²⁺ з розчинами аміаку? Закінчіть рівняння реакцій, які характеризують таку відмінність:



Лабораторна робота № 16

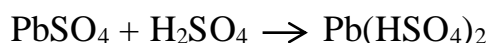
p – елементи IV А групи (Sn, Pb)

16.1 Мета: вивчити хімічні властивості Стануму, Плюмбуму та їх сполук; визначити важливіші галузі практичного застосування

16.2 Короткі теоретичні відомості

Станум і Плюмбум – p – елементи IV А групи (ns²np²). 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 (SnH₄, PbH₄). Найхарактерніший ступінь окиснення +2. У ряду Sn²⁺ → Pb²⁺ зменшуються відновлювальні властивості, а окиснювальна активність Pb⁺⁴ вище, ніж Sn⁺⁴.

Метали поступово взаємодіють з розчинами HCl і CH₃COOH (Pb взаємодіє з HCl при нагріванні, оскільки PbCl₂ – малорозчинна речовина). Розведена H₂SO₄ не діє на Pb (захисна плівка PbSO₄ нерозчинна у розведеній кислоті), тоді як у концентрованій кислоті (≥ 80%) вона (плівка) розчинна:



Значно легше ці метали реагують з розчинами HNO_3 і лугами (особливо Sn). Pb окиснюється HNO_3 до Pb^{2+} . Sn окиснюється концентрованою HNO_3 до SnO_2 або β – олов'яної кислоти H_2SnO_3 (практично $x \text{SnO}_2 \cdot y \text{H}_2\text{O}$). Сильно розведена HNO_3 взаємодіє із Sn за рівнянням:



Дигідроксиди $\text{Sn}(\text{OH})_2$ і $\text{Pb}(\text{OH})_2$ – амфотерні. У сполуках Sn^{+4} і Pb^{+4} має місце sp^3 – гібридизація, аналогічно молекулі CH_4 , але стійкість гібридизованих молекулярних орбіталей (МО) у цьому випадку значно нижча, ніж у молекул CH_4 і SiH_4 .

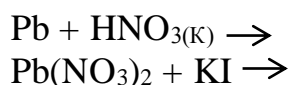
Станом широко застосовується для лудіння (особливо у харчовій промисловості, оскільки Sn інертний до органічних речовин).

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 H_2SO_4), акумуляторів, кабельної ізоляції, захисту від радіоактивного і рентгенівського випромінювання.

16.3 Експериментальна частина

16.3.1 Відкриття Pb у сплавах

На чисту поверхню сплаву нанесіть 2 – 3 краплі розчину концентрованої нітратної кислоти HNO_3 , через 3 – 5 хвилин перенесіть капіляром одержаний розчин у пробірку, додайте 3 – 4 краплі води і 2 – 3 краплі розчину KI . Якщо випадає осад жовтого кольору, то сплав містить Pb . Закінчіть рівняння реакцій:



Осад PbI_2 розчиняється в гарячій воді, розчині CH_3COOH і надлишку розчину KI : $2\text{KI} + \text{PbI}_2 \rightarrow \text{K}_2[\text{PbI}_4]$. При охолодженні розчину PbI_2 випадає у вигляді золотистих пластівців. Перевірте розчинність PbI_2 у воді і у розчині KI .

16.3.2 Розчинність Sn і Pb у кислотах

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



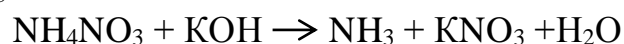
16.3.2.2 Додайте у пробірку невелику кількість Pb (гранулку) і потім 2 – 3 мл розчину концентрованої HNO₃ (витяжна шафа!). Нагрійте суміш. Який газ виділяється? Яке він має забарвлення? Закінчіть рівняння реакції:



16.3.2.3 Додайте у пробірку невелику кількість Sn (гранулку) і 2 – 3 мл розведеного розчину HNO₃ (C_n = 0,5). Нагрійте суміш (витяжна шафа!). Закінчіть рівняння реакції, у результаті якої Sn окиснюється до Sn²⁺, а NO₃⁻ - йон відновлюється до NH₄⁺ - йона:



Підтвердіть утворення у даній реакції NH₄NO₃. Для цього відберіть із пробірки 0,5 – 1 мл одержаного розчину, додайте 2 – 3 краплі концентрованого розчину KOH (NaOH) і нагрійте суміш. Сильні луги розкладають солі амонію з виділенням NH₃:

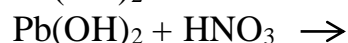
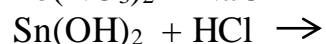
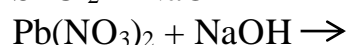


Аміак виявіть універсальним індикаторним папірцем, змоченим дистильованою водою (синє забарвлення) або за появою білого „диму” NH₄Cl (до отвору пробірки піднесіть скляну паличку, змочену концентрованою HCl):



16.3.3 Амфотерні властивості Sn(OH)₂ і Pb(OH)₂

У дві пробірки додайте по 3 – 4 краплі розчинів SnCl₂ і Pb(NO₃)₂ та 2–3 краплі розведеного розчину лугу NaOH (KOH). Відмітьте забарвлення осадів, що випали, та дослідіть розчинність їх у надлишку кислоти і лугу. Закінчіть рівняння реакцій:

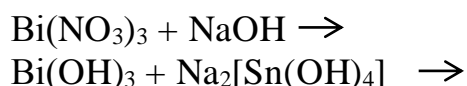


(для останньої реакції зважте, що координаційне число Pb²⁺ дорівнює 3). Чому осад Pb(OH)₂ розчиняють у розчині HNO₃, а не HCl або H₂SO₄? Розчин Na₂[Sn(OH)₄] зберегти!

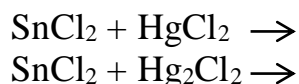
16.3.4 Відновлювальні властивості солей Sn²⁺ - йона

16.3.4.1 У пробірку з сіллю Bi(NO₃)₃ (2 – 3 краплі) додайте 4 – 5 крапель розчину NaOH (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:

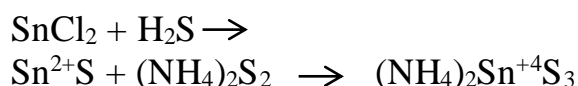


16.3.4.2 Додайте у пробірку 2 – 3 краплі розчину SnCl_2 і краплями розчин сулеми HgCl_2 . Спочатку випадає білий осад каломелі Hg_2Cl_2 . При додаванні надлишку SnCl_2 спостерігайте утворення чорного осаду Hg . Закінчіть рівняння реакцій:

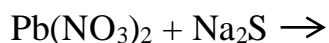


16.3.5 Дія розчинів H_2S і сульфідів лужних металів на солі Sn^{2+} - і Pb^{2+} -йонів

16.3.5.1 Додайте у пробірку 2 – 3 краплі розчину SnCl_2 , 2 – 3 краплі розчину HCl і потім 3 – 4 краплі розчину H_2S (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:



16.3.5.2 Додайте у пробірку 3 – 4 краплі розчину солі $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ і 3 – 4 краплі розчину Na_2S (витяжна шафа!). Випадає осад чорного кольору:



Осад розчиняється у розчині розведеної HNO_3 . Методом йонно-електронного балансу знайдіть коефіцієнти для даної реакції:



16.3.6 Одержання плюмбум діоксиду і його окиснювальні властивості

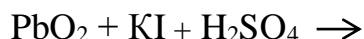
16.3.6.1 Додайте у пробірку 2 мл розчину плюмбум (II) ацетату, 3 – 4 мл насиченого розчину хлорного вапна (CaOCl_2) і прокип'ятіть суміш. Після охолодження випадає бурий осад плюмбум діоксиду. Осад відфільтруйте і промийте дистильованою водою. Закінчіть рівняння реакції:



16.3.6.2 До частини одержаного осаду PbO_2 (із попереднього досліду) додайте 2 – 3 мл концентрованого розчину HCl і нагрійте суміш до кипіння (втяжна шафа!). Як змінюється колір осаду? Закінчіть рівняння реакції:

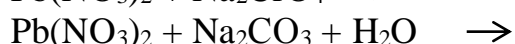
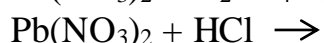
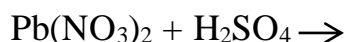


16.3.6.3 До іншої частини осаду додайте 5 – 6 крапель розчину KI і 2 – 3 мл розчину сульфатної кислоти. Нагрійте суміш до кипіння, охолодіть та визначте колір розчину. Якою сполукою обумовлене це забарвлення? Закінчіть рівняння реакції:



16.3.7 Розчинність солей Pb^{2+} - йона

У чотири пробірки додайте по 3 – 4 краплі розчину $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 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 диллюмбум дигідроксид карбонат). Опишіть колір осадів. Закінчіть рівняння реакцій:



16.4 Питання для самоконтролю (домашнє завдання)

- 1) Напишіть електронні формули атомів Sn і Pb . Яка їх валентність у нормальному та збудженому станах?
- 2) Який валентний стан більш характерний для Pb : Pb^{+2} чи Pb^{+4} ? Чому?
- 3) За допомогою відповідних реакцій докажіть амфотерні властивості $\text{Sn}(\text{OH})_2$ і $\text{Pb}(\text{OH})_2$. Напишіть рівняння дисоціації $\text{Sn}(\text{OH})_2$.
- 4) Чому при виготовленні водного розчину SnCl_2 до нього додають хлоридну кислоту? Складіть рівняння реакції гідролізу SnCl_2 .
- 5) Які із солей Sn^{2+} і Pb^{2+} не розчиняються у воді? Чому Pb не розчиняється у розведеній сульфатній кислоті? Яким чином можна розчинити PbCl_2 ?
- 6) Охарактеризуйте кислотно основні властивості SnO і SnO_2 , PbO і PbO_2 .

Лабораторна робота № 17

Інструментальні, абразивні та напівпровідникові матеріали (В, С, Si, Ge, Sb)

17.1 Мета: вивчити хімічні властивості елементів Бору, Карбону, Силіцію, Германію і Стибію, які знайшли практичне застосування як інструментальні, абразивні та напівпровідникові матеріали

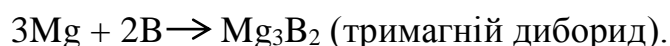
17.2 Короткі теоретичні відомості

Бор і Карбон – неметали, р-елементи (В - $2s^22p^1$; С - $2s^22p^2$). Бор розчиняється у концентрованій нітратній кислоті за рівнянням:

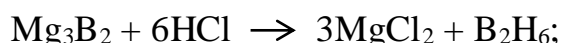


Бор утворює сполуки з sp^2 -гібридними орбіталями. Галіди бору, наприклад BF_3 , легко утворюють стійкі комплексні аніони з к. ч. 4 – $[\text{BF}_4]^-$ за рахунок донорно-акцепторних зв'язків з вакантними орбіталями Бору – акцептора (sp^3 – гібридизація, тетраедрична будова комплексної сполуки). Для Карбону (С) характерні sp -, sp^2 - і sp^3 - гібридні зв'язки.

BF_3 , BCl_3 застосовуються як газоподібні флюси при паянні у контейнерах сталевих виробів. При нагріванні Бор енергійно взаємодіє з деякими металами з утворенням боридів, наприклад:



Бориди активних металів розкладаються кислотами, наприклад:



тоді як бориди d-елементів (металів), які мають електронегативність (ЕН), близьку до Бору (1,7 – 1,9), можуть виявляти властивості металоподібних сполук.

До інструментальних і абразивних матеріалів належать: 1) бор карбід – B_4C (т. пл. 2350°C ; $\Delta H_{298}^\circ = -71,06$ кДж/моль); 2) бор нітрид – BN (боразон, ельбор, кубоніт; т. пл. $\approx 3000^\circ\text{C}$; $\Delta H_{298}^\circ = -254,1$ кДж/моль); 3) карборунд – SiC (т. пл. $\approx 2700^\circ\text{C}$; $\Delta H_{298}^\circ = -65,2$ кДж/моль); 4) вольфрам карбід – WC ($\Delta H_{298}^\circ = -38$ кДж/моль), який за високих температур дисоціює: $2\text{WC} \rightarrow \text{W}_2\text{C} + \text{C}_{\text{(графіт)}}$, тому для пластинок ВК – 6 („победит”) швидкість різання металів повинна бути високою; 5) титан карбід – TiC (масова частка Карбону $\approx 6\%$) використовується і за великих швидкостей точіння.

Карбіди і бориди d-металів (Cr, Ti, V і ін.) використовуються для одержання жароміцних матеріалів (сталі, різноманітні сплави). Легування Cr, Ti, V є методом захисту сталі від водневої (метанової) корозії, в основі якого лежить висока стійкість карбідів, наприклад, Хрому: Cr_{23}C_6 ; Cr_7C_3 , Cr_4C ; Титану

– TiC; Ванадію – VC до дії Гідрогену (на відміну від цементиту, який легко розкладається: $\text{Fe}_3\text{C} + 2\text{H}_2 \longrightarrow 3\text{Fe} + \text{CH}_4$ за температур $\geq 300 - 400$ °C).

Особливе значення для виробництва мають синтетичні матеріали, до складу яких входить Карбон (C): пластичні маси, гума, віскоза, капрон, штучна шкіра і ін.

Силіцій (Si) і Германій (Ge) належать до р-елементів, неметалів (ns^2np^2). Це класичні елементарні напівпровідники, які різко змінюють електричну провідність за величиною і за характером (р, n) залежно від умов. Їх застосування у техніці обумовлено тим, що вони мають властивості, які дозволяють перетворювати зовнішню інформацію (зміну температури, поглинання променевої енергії та ін.) у електричні сигнали, що легко піддаються перетворенню і фіксації у приладах управління, зв'язку та контролю.

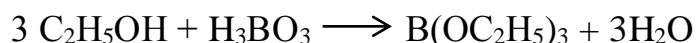
17.3 Експериментальна частина

17.3.1 Одержання борної кислоти і її властивості

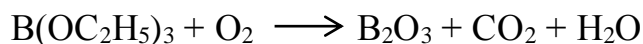
17.3.1.1 Додайте у пробірку 4 – 5 крапель насиченого розчину буридинатрій тетраборату $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, обережно (витяжна шафа!) прилийте 2 – 3 краплі розчину концентрованої сульфатної кислоти H_2SO_4 . При охолодженні випадають білі кристали борної (боратної) кислоти H_3BO_3 . До яких електролітів вона відноситься? Чому? Як впливає основність кислоти на її силу? Закінчіть рівняння реакції:



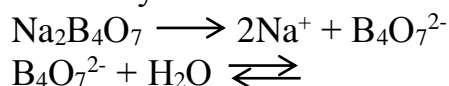
17.3.1.2 Реакція виявлення Бору. У невелику порцелянову чашку (витяжна шафа!) помістіть 2 – 3 кристалики борної кислоти або бури, додайте 2 – 3 краплі концентрованої H_2SO_4 та 10 – 15 крапель етилового спирту і підпаліть суміш. Полум'я забарвлюється у зелений колір, характерний для полум'я борноетилового естеру $\text{B}(\text{OC}_2\text{H}_5)_3$, що підтверджує наявність Бору.



Знайдіть коефіцієнти реакції горіння борноетилового естеру:



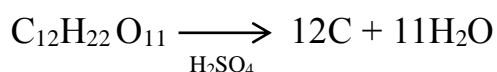
17.3.1.3 Реакція середовища бури. Розчиніть у дистильованій воді при легкому нагріванні декілька кристаликів бури $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$. За допомогою універсального індикаторного паперу дослідіть рН цього розчину. Яке значення рН він має? Закінчіть рівняння реакції гідролізу бури, у результаті якої утворюється борна кислота і луг.



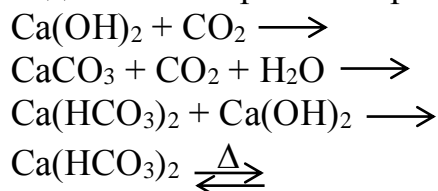
17.3.2 Властивості сполук Карбону (С)

17.3.2.1 Адсорбційні властивості активованого вугілля. Додайте у пробірці до розчину барвника індиго (4 – 5 мл) 0,2 – 0,3 г активованого вугілля, добре збовтайте вміст пробірки і через деякий час відфільтруйте рідину від вугілля. Зверніть увагу на інтенсивність забарвлення фільтрату і поясніть, що відбулося? Що являє собою активоване вугілля? Чим воно відрізняється від звичайного? Де знаходить застосування?

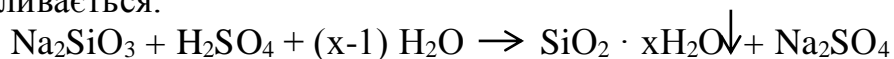
17.3.2.2 Одержання „чортового тістечка”. У порцеляновий тигель помістіть 0,1 – 0,2 г добре подрібненого цукру і у центр його помістіть скляну паличку. Обережно (витяжна шафа!) прилийте по паличці декілька крапель розчину концентрованої H_2SO_4 ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$) і легенько підніміть паличку вверх. Одержується об’ємна маса чорного кольору обвугленого цукру („чортове тістечко”):



17.3.3 Реакція відкриття карбон діоксиду. Налийте у пробірку 2 – 3 мл розчину вапняної води – $\text{Ca}(\text{OH})_2$ і пропустіть через розчин декілька хвилин карбон діоксид – CO_2 з апарата Кіппа. Спостерігайте утворення білого осаду кальцій карбонату. Продовжуйте пропускати газоподібний CO_2 до повного розчинення осаду (при цьому утворюється кисла сіль). Розлийте розчин у дві пробірки. До однієї додайте вапняної води, а іншу прокип’ятіть до того часу, доки не випаде осад. Закінчіть рівняння реакцій:

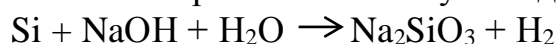


17.3.4 Одержання силікатної (кремнієвої) кислоти. Додайте у пробірку 5 – 6 крапель натрій силікату (розчинне скло – Na_2SiO_3) і стільки ж крапель концентрованої H_2SO_4 (витяжна шафа!). Спостерігайте утворення драглистої силікатної (кремнієвої) кислоти. Якщо пробірку перевернути (над раковиною!), то вміст її не виливається.



17.3.5 Взаємодія Силіцію з лугами. Помістіть у пробірку 0,1 – 0,2 г Силіцію, додайте 2 – 3 мл концентрованого розчину NaOH (КОН) і суміш нагрійте. Спостерігайте виділення газу. Якого?

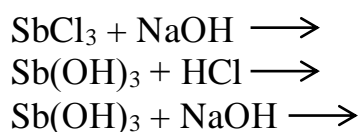
Методом йонно-електронного балансу знайдіть коефіцієнти у реакції:



Яким чином можна підтвердити, що газ, який виділяється, являє собою Гідроген?

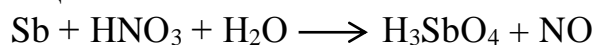
17.3.6 Гідроліз солей. У три пробірки додайте по 1 – 2 мл розчинів Na_2CO_3 , Na_2SiO_3 і SbCl_3 . За допомогою універсального індикаторного паперу дослідіть рН цих солей. Напишіть рівняння реакцій гідролізу. Зважте, що Sb^{3+} -йон перетворюється на SbO^+ -йон (стибіл), а SiO_3^{2-} -йон в одну стадію утворює H_2SiO_3 .

17.3.7 Амфотерні властивості $\text{Sb}(\text{OH})_3$. Налийте у пробірку 0,5 – 1 мл розчину SbCl_3 і краплями додавайте розчин NaOH (КОН) до утворення осаду білого кольору. Розділіть осад на дві пробірки і дослідіть розчинність його у кислотах (HCl) і лугах (NaOH). Пам'ятайте, що з надлишком NaOH утворюється натрій діоксостибат (III) (натрій метастибіт). Закінчіть рівняння реакцій:



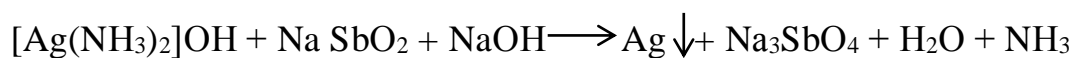
(розчин натрій метастибіту зберегти!)

17.3.8 Окиснення Стибію концентрованою HNO_3 . Деяку кількість порошку Стибію (0,05 – 0,1 г) помістіть у порцелянову чашку, додавайте, поступово, краплями концентрований розчин HNO_3 при слабкому нагріванні суміші до того часу, доки Стибій не перетвориться на білий порошок стибатної (антимонатної) кислоти. Методом йонно-електронного балансу знайдіть коефіцієнти в реакції:



Яку роль відіграє у даному випадку HNO_3 ?

17.3.9 До 0,5 – 1 мл розчину AgNO_3 додайте краплями розчин аміаку до утворення комплексної сполуки – діамінаргентум (I) гідроксиду і прилийте до нього лужний розчин натрій діоксостибату (III) (із досліду 17.3.7). Нагрійте суміш. Спостерігайте утворення осаду металічного Ag темного кольору. Методом йонно-електронного балансу знайдіть коефіцієнти в реакції:



17.3.10 Дослідіть сортність скла за кількістю розчину HCl з $C_{\text{H}} = 0,01$, затраченого на титрування 25 мл водного екстракту (витяжки). Для одержання екстракту (витяжки) 1 г скла кип'ятіть у колбі з 25 мл води протягом 20 хвилин зі зворотним холодильником. Охолодіть розчин і титруйте його розчином HCl з $C_{\text{H}} = 0,01$ за наявності індикатора – фенолфталеїну, до зникнення рожевого забарвлення. Зробіть висновок про сортність скла за кількістю розчину HCl , затраченого на титрування (згідно даних таблиці 17.1).

Таблиця 17.1 – Сортність скла.

Сортність скла	Кількість мл розчину HCl, витраченого на титрування
Незмінне	0 – 0,32
Стійке (резистентне)	0,32 – 0,65
Тверде апаратне	0,65 – 2,8
М'яке апаратне	2,8 – 6,5
Просте (для вікон, пляшкове)	> 6,5

17.4 Питання для самоконтролю (домашнє завдання)

- 1) Напишіть електронні формули атомів Бору і Карбону. Яку валентність вони проявляють у збудженому стані?
- 2) Властивості донора чи акцептора проявляє атом Бору? Чому?
- 3) Який ступінь окиснення і яка валентність Карбону в наступних сполуках: CH_4 , HCHO (формальдегід), HCOOH , CO_2 ?
- 4) Що таке кварцеве скло? Ситали? Де їх використовують?
- 5) Що таке карбіди? Як їх класифікують? Наведіть приклади.
- 6) Чи стійкі силіциди активних металів? Що являють собою стибіди (антимоніди), арсеніди, бісмутиди?
- 7) Яким шляхом одержують гідриди ряду:
 $\text{NH}_3 \rightarrow \text{PH}_3 \rightarrow \text{AsH}_3 \rightarrow \text{SbH}_3 \rightarrow \text{BiH}_3$? Як змінюється їх стійкість зліва направо?
- 8) Докажіть відповідними реакціями амфотерні властивості Sb(OH)_3 . Напишіть рівняння його дисоціації.
- 9) Як відносяться Si, Ge, Sb до дії води, кислот, лугів? Як змінюються кислотно-основні і окиснювально-відновні властивості в рядах:
 $\text{C} \rightarrow \text{Si} \rightarrow \text{Ge} \rightarrow \text{Sn} \rightarrow \text{Pb}$;
 $\text{C}^{+2} \rightarrow \text{Si}^{+2} \rightarrow \text{Ge}^{+2} \rightarrow \text{Sn}^{+2} \rightarrow \text{Pb}^{+2}$;
 $\text{C}^{+4} \rightarrow \text{Si}^{+4} \rightarrow \text{Ge}^{+4} \rightarrow \text{Sn}^{+4} \rightarrow \text{Pb}^{+4}$?

Лабораторна робота № 18

Органічні сполуки

18.1 Мета: ознайомлення з якісним елементним аналізом і важливішими властивостями основних класів органічних сполук

18.2 Короткі теоретичні відомості

Зверніть увагу на різноманітність органічних сполук, легкість їх взаємних перетворень. Згадайте, що в основі органічної хімії лежить фундаментальна теорія хімічної будови органічних речовин О.М. Бутлерова.

Повторіть види ізомерії (ізомерія вуглецевого скелету, положення замісників, кратності зв'язку, стереоізомерія, геометрична стереоізомерія – цис-, транс- ізомерія та ін.).

Вивчіть ряди органічних сполук за будовою вуглецевих скелетів.

Ациклічні (відкриті вуглецеві ланцюги): **A** – насичені – гомологічний ряд метану: алкани C_nH_{2n+2} ; **B** – ненасичені (з кратними зв'язками): **a** – алкени (з одним подвійним зв'язком C_nH_{2n}), **б** – алкадієни (з двома подвійними зв'язками C_nH_{2n-2}), **в** – алкіни – з потрійним зв'язком C_nH_{2n-2} . Для **a** – **в** характерні реакції приєднання та полімеризації.

Радикали – це залишки вуглеводнів без одного чи двох атомів Гідрогену. Загальна назва для ациклічних – алкіли, наприклад, метил CH_3- , пропіл C_3H_7- , вініл $H_2C=CH-$. Позначення **R**.

Карбоциклічні (з замкнутими ланцюгами вуглецевих атомів): **a** – аліциклічні – відсутні ароматичні кільця; **б** – ароматичні (наявність бензенового кільця) – C_nH_{2n-6} , для них характерні реакції заміщення. Ароматичні радикали – арили: феніл C_6H_5- , фенілен C_6H_4- та ін.

Гетероциклічні (в ланцюгах вуглецевих атомів є гетероатом: O, S, P, N та ін.) – піридин C_5H_5N , оксид етилену (етиленоксид) $H_2C \begin{array}{c} \diagup \\ \diagdown \end{array} O \begin{array}{c} \diagdown \\ \diagup \end{array} CH_2$ та ін.

За характерними (функціональними) групами розрізняють наступні класи органічних сполук:

1) спирти $R-OH$ (ОН – оксигрупа)

2) етери $R-O-R'$ та естери $R-COOR'$

3) альдегіди $R-C \begin{array}{l} \diagup O \\ \diagdown H \end{array}$

4) кетони $R-C \begin{array}{c} \diagup R' \\ || \\ O \end{array}$

5) карбонові кислоти $R-COOH$ (де $C=O$ – карбонільна група, карбоніл, що входить до складу альдегідів, кетонів і карбонових кислот; $-COOH$ – це карбоксильна група, карбоксил, характеризує кислотні властивості);

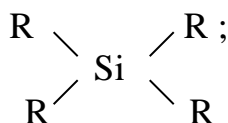
6) аміни $R-NH_2$, $(R)_2NH$, R_3N та $[R_4N]^+X^-$ - (первинні, вторинні, третинні аміни та четвертинні амонієві сполуки);

7) нітросполуки $R-NO_2$;

8) вуглеводи (моносахариди, дисахариди, полісахариди);

9) Сірковмісні сполуки – тіоспирти $R-SH$ (SH – меркаптогрупа або сульфгідрильна), тіоестери $R-S-R'$ (або сульфіді), сульфокислоти $R-SO_2OH$ ($-SO_2OH$ – сульфогрупа);

10) елементарганічні сполуки: **a** – металоорганічні $R-Me-R'$ та ін; **б** – кремній (силіцій) органічні



в – фосфорганічні $R-PH_2$;

11) Галогенпохідні $R-Hal$ (Hal – F, Cl, Br, I) та ін.

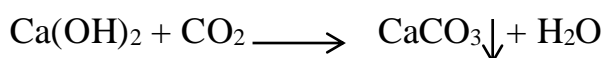
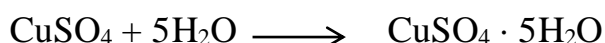
18.3 Експериментальна частина

18.3.1 Якісний елементний аналіз органічних сполук

18.3.1.1 Проба на Карбон і Гідроген. Проба заснована на тому, що при прожарюванні суміші органічної речовини з купрум (II) оксидом відбувається окиснення Карбону до CO_2 і Гідрогену до H_2O . Наприклад:



Воду у продуктах спалювання (прожарювання) виявляють за утворенням блакитних кристаликів $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ із безкольорового купрум (II) сульфату CuSO_4 , а карбон діоксид CO_2 – за помутнінням вапняної води:



Методика виконання експерименту

Зберіть прилад таким чином, як це вказано на рисунку 18.1

У суху пробірку 1 додайте купрум (II) оксид CuO (висота шару біля 1 см), потім додайте органічну речовину (одержати у лаборанта) і ретельно (струшуючи пробірку) перемішайте суміш. Помістіть у пробірку шар вати (див. рисунок 18.1) і насипте на неї небагато безводного купрум (II) сульфату. Закрийте пробірку пробкою з газовідвідною трубкою. Прослідкуйте, щоб кінець газовідвідної трубки у пробірці 1 майже торкався вати із шаром CuSO_4 . Другий кінець трубки занурте до дна у пробірку, яка містить невелику кількість вапняної води (насичений розчин кальцій дигідроксиду).

Нагрійте декілька хвилин пробірку 1 у полум'ї пальника до появи помутніння у пробірці 2, після чого відставте її у бік, оскільки при довготривалому пропусканні газу осад може розчинитися за рахунок реакції:

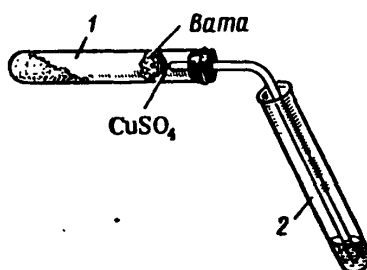


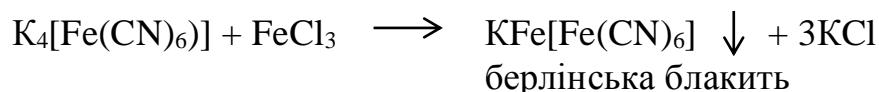
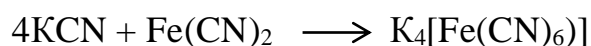
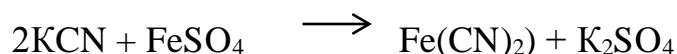
Рисунок 18.1 – Прилад для якісного аналізу речовини на Карбон і Гідроген

Продовжуйте нагрівати пробірку 1 до появи блакитного забарвлення прошарку із вати.

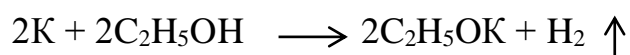
18.3.1.2 Проба на Нітроген. Проба базується на здатності (властивості) металічного калію (або натрію) утворювати ціаніди при сплавленні з нітрогеновмісними органічними сполуками:



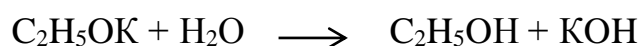
Калій ціанід у продуктах реакції виявляють за утворенням осаду берлінської блакиті – калій ферум (III) гексаціаноферата (II), заснованих на наступних реакціях:



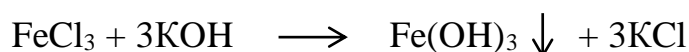
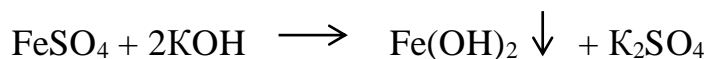
Проведення досліду ускладнюється необхідністю вилучення надлишку металічного калію після його сплавлення з речовиною, яку аналізують. Калій вилучають за допомогою етилового спирту:



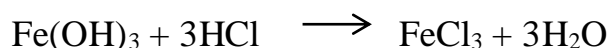
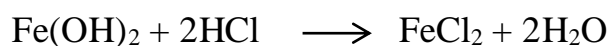
Одержаний при цьому алкогольат $\text{C}_2\text{H}_5\text{OK}$ розчиняється у воді (гідролізує):



Калій гідроксид KOH вступає у взаємодію з солями феруму, які приймають участь у циклі реакцій, що приводять до утворення берлінської блакиті:



Ферум (II) і (III) Гідроксиди, що утворюються, погано розчиняються у воді, тому в ході аналізу необхідно обробити осаді хлоридною кислотою:



Методика виконання експерименту

(Робота виконується у захисних окулярах!)

Помістіть у суху пробірку речовину, яка містить Нітроген (сечовина та ін.), і додайте туди невеликий кусочок металічного калію (вийміть калій із гасу, добре обітріть його фільтрувальним папером, відріжте скальпелем кусочок металу та зніміть з нього верхній шар, який окиснився).

Обережно нагрійте пробірку у полум'ї пальника до сплавлення речовини, яку аналізують, з калієм. При нагріванні можливий невеликий спалах. Зверніть увагу на те, щоб калій плавився разом з речовиною, а не окремо від неї. В останньому випадку навіть за наявності в органічній речовині Нітрогену не утворюється калій ціанід.

Охолодіть пробірку зі сплавом і додайте до нього декілька крапель етилового спирту. Через 2-3 хв додайте у пробірку 0,5 мл дистильованої води і нагрійте на полум'ї пальника для розчинення у воді калій ціаніду.

Частину одержаного розчину перенесіть на предметне скло за допомогою піпетки, додайте до нього 2 краплі ферум (II) сульфату і 2 краплі розчину ферум (III) хлориду.

На фільтрувальний папір (5x5 см) перенесіть піпеткою 1-2 краплі рідини з предметного скла. Після того, як рідина поглинеться, на те ж саме місце додайте одну краплю розчину HCl.

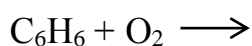
Запишіть спостереження і зробіть висновки про наявність (або відсутність) Нітрогену у складі органічної речовини, яку аналізують.

18.3.2 Властивості бензену

18.3.2.1 У три пробірки помістіть по 1 мл бензену C₆H₆; додайте у першу пробірку 1 мл води, у другу – 1 мл спирту, у третю – 1 мл етеру. Збовтайте вміст усіх трьох пробірок і запишіть свої спостереження. Зробіть висновок про розчинність бензену у воді та в органічних розчинниках.

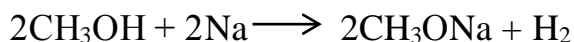
18.3.2.2 Дослід здійснюють у витяжній шафі! Помістіть у порцелянову чашку 2 краплі бензену і підпаліть його. Попередньо перевірте, щоб поруч не було легкозаймистих рідин!

Складіть рівняння реакції горіння бензену:



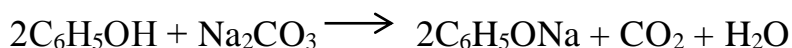
18.3.3 Спирти і феноли

18.3.3.1 Відношення спиртів до активних металів, гідроксидів і солей. Одноатомні спирти (метанол CH₃OH, етанол C₂H₅OH та ін.) з лугами і іншими гідроксидами не взаємодіють, що пов'язано з незначною рухомістю атома гідрогену в групі – OH у молекулах одноатомних спиртів. Але вони утворюють алкоголяти при взаємодії з активними металами, наприклад:



Додайте у пробірку 3-4 мл спирту (метанолу, етанолу) і потім невеликий кусочок металічного натрію. Запишіть свої спостереження.

Значно більш кислотні властивості виражені у фенолів, які при взаємодії з активними металами, лугами і солями важких металів утворюють солі – феноляти. Наприклад:



18.3.3.2 Додайте у пробірку 1 мл бромної води і потім – 1 мл водного розчину фенолу.

Відмітьте зміну кольору бромної води і утворення осаду білого кольору.

Напишіть рівняння хімічної реакції утворення 2, 4, 6 – трибромфенолу.

18.3.3.3 У пробірку налейте 2-3 краплі льодової оцтової кислоти (витажна шафа!) і стільки ж етилового спирту. Додайте кілька крапель концентрованої H_2SO_4 (обережно!). Пробірку занурте в стакан з гарячою водою і нагрійте протягом 5 хв, охолодіть. Вміст пробірки вилийте в стакан з водою. Зверніть увагу на запах утвореного оцтово-етилового естеру (етилацетату).

Напишіть рівняння реакції.

18.3.4 Відкриття галогенів (проба Ф.Ф. Бейльштейна)

Мідний дротик прожарте у полум'ї пальника доти, доки полум'я не перестане забарвлюватися у зелений колір. Після охолодження змочіть його розчином, який досліджують або потрусіть його порошкоподібними органічними сполуками, що містять галоген. Внесіть дротик у полум'я пальника. За наявності галогену полум'я забарвлюється у синьо-зелений колір (утворення галогенідів купруму).

Застосування деяких органічних речовин подано у додатку І.

18.4 Питання для самоконтролю (домашнє завдання)

- 1) Які реактиви потрібно мати, щоб здійснити якісний елементний аналіз органічної сполуки на а) Карбон і Гідроген; б) Нітроген?
- 2) Складіть рівняння реакцій взаємодії метанолу: а) з калієм; б) з HI ; в) з бензойною кислотою $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$.
- 3) Складіть рівняння реакції взаємодії оцтової кислоти: а) з кальцієм; б) з кальцій оксидом; в) з кальцій дигідроксидом.
- 4) Чим пояснити легкість реакцій заміщення у фенолу порівняно з бенzenом?
- 5) Яка реакція найбільш характерна для спиртів?

Лабораторна робота № 19

Полімерні матеріали

19.1 Мета: вивчити властивості, будову високомолекулярних сполук і навчитися ідентифікувати їх

19.2 Короткі теоретичні відомості

До цієї групи належать речовини з молекулярною масою від 10 тис. до 1 млн. а.о.м. і більше. Їх молекули побудовані із подібних атомних груп, що повторюються, тому високомолекулярні речовини називаються полімерами.

За походженням полімери можна поділити на три групи: а) природні (гума – поліізопрен; її транс-ізомер – гутаперча; білок, крохмаль); б) штучні (на основі складних естерів целюлози): віскоза, тонка плівка її – целофан; ацетатний шовк, мідно-аміачне волокно; прості етери целюлози: метил-, етил- і карбоксиметилцелюлоза (клеї, загусники, емульгатори, лаки, миючі речовини, пластмаси, електроізоляція та ін.); в) синтетичні. Із них найбільше значення мають синтетичні полімери, які одержують реакціями полімеризації ($M_{\text{полімера}} = \sum M_{\text{мономерів}}$) і поліконденсації ($M_{\text{полімера}} < M_{\text{мономерів}}$ внаслідок виділення H_2O , HCl , NH_3 , CO_2 , CH_3OH і ін.).

19.2.1 Полімери поліконденсаційного типу

Поліконденсацією одержують різні типи смол: фенолформальдегідні, карбамідно-формальдегідні, поліамідні, поліестерні і епоксидні. Використовуються для виготовлення пластмас, волокнистих матеріалів.

Новолачні фенолформальдегідні смоли застосовуються для виготовлення синтетичних дубильних речовин, прес-порошків, до яких додають уротропін (конденсуючий реагент і одержують при нагріванні резити – терморективні смоли). Із литих резитів (бакеліт, карболіт) виготовляють переважно електроізоляційні деталі та галантерейні вироби. Із фенолформальдегідних смол виготовляють просторові пластики – текстоліт, гетинакс. Такі вироби не піддаються старінню, стійкі до дії води, кислот, лугів, мастил, бензину та органічних розчинників.

Амінопласти одержують конденсацією карбаміду – сечовини – H_2NCONH_2 , меламіну – $C_3H_3(NH_2)_3$ та інших амінів з CH_2O .

Карбамідно-формальдегідні смоли застосовуються для виготовлення електро- і радіоприладів, телефонної апаратури та ін.

Поліаміди мають у своєму складі пептидні угруповання - - $HN-CO-SHR$. Використовуються для виготовлення конструкційних елементів, волокнистих матеріалів – поліамідних волокон (нейлон -4, -7, -66, -610, капрон, енант). Поліамідні волокна міцніші за натуральний шовк, стійкі на стирання і до дії мікроорганізмів (не загнивають). Недоліки: низька температура розм'якшення, мала стійкість до дії фенолів, крезолів, мурашиної кислоти, сильних мінеральних кислот, невисока морозостійкість.

Поліуретани утворюються при взаємодії діізоціанатів з гліколями, гліцерином і є сировиною для виготовлення високопластичних волокон, корозійностійких емалей, магнітофонних стрічок, високоякісних клеїв, електроізоляційних матеріалів та ін.

Поліестерні смоли утворюються при взаємодії дикарбонових кислот, їх ангідридів, естерів з дво- чи більш атомними спиртами (алкідні, ненасичені поліестерні і волокноутворюючі смоли). Застосовуються для виробництва електроізоляційних лаків та ін.

Епоксидні смоли одержують поліконденсацією епіхлоргідрину $\text{H}_2\text{C} \begin{array}{l} \diagup \\ \diagdown \end{array} \text{O} \text{CH} \text{---} \text{CH}_2\text{Cl}$ з дифенолами, поліамідами, багатоатомними спиртами та ін. Застосовуються як клеї для металів, електроізоляція, компаунди.

Для електроізоляційних матеріалів використовуються полівінілхлорид та тефлон. Останній витримує короточасні температурні перевантаження до 1500 °С. Флуорвмісні (фторвмісні) полімери стійкі до радіації, використовуються в космічних кораблях, літаках та ін.

19.3 Експериментальна частина

Властивості полімерних матеріалів

19.3.1 Дві поліетиленові плівки накладіть одна на іншу, накрийте папером і проведіть по них сильно нагрітою скляною паличкою. Чи з'єднуються вони між собою?

Внесіть щипцями шматочок поліетилену у полум'я пальника. Чи горить він? Зверніть увагу, що при горінні не виділяються пахучі продукти. Чи є кіптява при горінні поліетилену? Запишіть свої спостереження. Зазначте прозорість, колір виробів із поліетилену, “жирність” на дотик. Напишіть формулу ланцюгу поліетилену.

19.3.2 Шматочок полістиролу внесіть у полум'я пальника, дослідіть плавкість полімеру, його горючість і характерний ароматичний запах.

У дві пробірки налийте кілька крапель бензену та ацетону. Спостерігайте поступове розчинення кусочка полістиролу. Запишіть свої спостереження. Напишіть формулу полістиролу.

19.3.3 Шматочок полівінілхлориду помістіть у полум'я пальника. Зверніть увагу на пом'якшення полімеру, здатність легко зварюватися, на зелений колір полум'я і різкий запах продуктів горіння (запах HCl). В пару, що виділяється при розкладі полівінілхлориду, внесіть скляну паличку, змочену розчином аміаку і окремо – вологий синій лакмусовий папір. Що спостерігається?

Прожарте мідний дріт, прикладіть до полівінілхлориду, а потім внесіть в полум'я пальника. Що спостерігається? Запишіть свої спостереження. Напишіть формулу полівінілхлориду.

19.3.4 У пробірку з кількома краплями бензену або дихлоретану занурте подрібнене органічне скло (плексиглас). Збовтуючи, спостерігайте зміни. Змажте одержаним розчином кінці пластинок плексигласу. Покладіть їх одна на одну, притисніть пальцями або помістіть під навантаження. Через деякий час пластинки склеюються.

Запаліть шматочок плексигласу. Чи горить полімер поза полум'ям пальника? Чи виділяється кіптява при горінні? Якого кольору полум'я? Зверніть увагу на слабке потріскування при горінні і запах. Порівняйте горіння плексигласу і полістиролу. Запишіть свої спостереження. Напишіть формулу поліметилметакрилату – органічного скла (плексигласу).

19.3.5 У пробірку додайте 0,1-0,2 г фенолу, кілька крапель 40 %-ного розчину формаліну і 2-3 краплі концентрованого розчину аміаку. Кілька хвилин обережно нагрівайте пробірку на водяній бані (витяжна шафа!) до початку бурхливої реакції та помутніння рідини. Після охолодження і розшарування суміші злийте верхній водяний шар. Нижній шар – це фенолформальдегідна смола, жовто-коричневого кольору. Підігрійте її. Одержується тверда маса. Перевірте відношення одержаної смоли до розчинників. Складіть схему реакції і запишіть свої спостереження.

19.3.6 У пробірку помістіть 0,1г сечовини і кілька крапель 40%-ного розчину формаліну, злегка підігрійте. Через 1-2 хвилини рідина мутніє і утворюється білий порошок. Перевірте відношення сечовиноформальдегідної смоли до розчинників. Складіть рівняння реакції і запишіть спостереження.

19.3.7 Невеликий шматочок капрону внесіть щипцями (пінцетом) у внутрішню частину полум'я пальника і тримайте до легкого оплавлення. Вийміть із полум'я і торкніться до оплавленого кусочка скляною, дерев'яною паличкою або кусочком капрону і витягніть нитку.

Шматочок капрону помістіть у пробірку, прилийте кілька крапель концентрованого розчину HCl. Запишіть свої спостереження і формулу капрону.

19.4 Питання для самоконтролю (домашнє завдання)

Користуючись літературними джерелами, дайте письмову відповідь на наступні питання:

- 1) У чому полягає різниця реакцій полімеризації і поліконденсації?
- 2) У чому полягає різниця між штучними і синтетичними високомолекулярними сполуками? Напишіть приклади.
- 3) Зобразіть фрагменти структури молекул поліетилену, поліпропілену, полістиролу, полівінілхлориду, поліакрилонітрилу, поліметилметакрилату (органічного скла), політетрафлуор(фтор)етилену (тефлону).

- 4) Запишіть схеми одержання фенолформальдегідної, сечовино-формальдегідної смол, капрону, найлону, лавсану та поліуретану.
- 5) Вкажіть, які із полімерних матеріалів застосовуються в електротехніці і промисловій електроніці.

Лабораторна робота №20

Акумулятори

20.1 Мета: вивчення свинцевого і лужного акумуляторів, а також використання елемента Даніеля-Якобі у режимі акумулятора

20.2 Короткі теоретичні відомості

В акумуляторах під впливом зовнішнього струму накопичується хімічна енергія, яка потім перетворюється в електричну. Процес перетворення електричної енергії в хімічну (акумуляція енергії) називають заряджуванням акумулятора. Процес перетворення хімічної енергії в електричну називають розрядкою акумулятора.

При заряджуванні акумулятор працює як електролізер. Його напруга U більше ЕРС на величину поляризації ΔE_3 та хімічних втрат напруги ΔU_3 :

$$U_3 = E_3 + \Delta E_3 + \Delta U_3 \quad (20.1)$$

Зарядна напруга зростає з силою і зі збільшенням струму. Крива зміни зарядної напруги акумулятора з часом називається кривою заряджування.

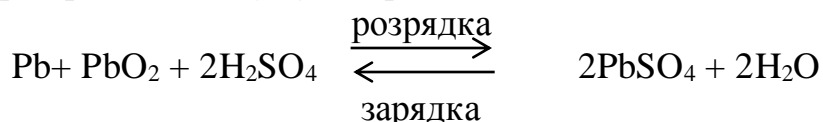
При розрядці акумулятор працює як гальванічний елемент. Напруга його при розрядці менше ЕРС на величину поляризації ΔE_p і омичних втрат напруги ΔU_p :

$$U_p = E_3 - \Delta E_p - \Delta U_p \quad (20.2)$$

Розрядна напруга зменшується і з часом, і зі збільшенням струму. Крива зміни розрядної напруги з часом називається кривою розряду.

Найбільш розповсюдженими в сучасний час є свинцеві акумулятори, у яких позитивним електродом є свинець діоксид, а негативним – металічний свинець. Як електроліт застосовують розчин сульфатної кислоти, тому свинцеві акумулятори називають також кислотними.

Сумарна реакція в акумуляторі:



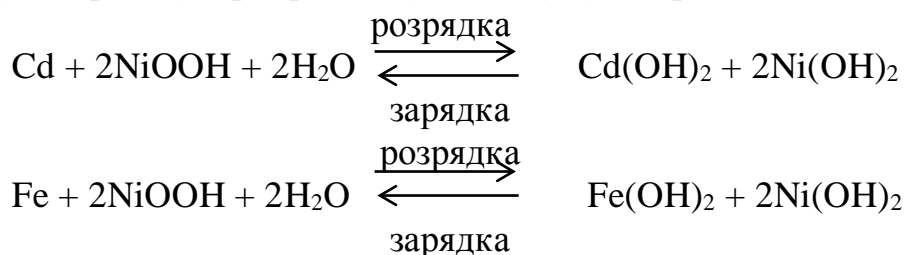
При розрядці ступінь окиснення свинцю на позитивному електроді зменшується від +4 до +2, а на негативному електроді зростає від 0 до +2. При заряджуванні окисно-відновні процеси йдуть у зворотному напрямку.

ЕРС акумулятора складає:

$$E_e = E_t^0 + \frac{RT}{2F} \ln (a_{\text{H}^+}^4 a_{\text{SO}_4^{2-}}^2 / a_{\text{H}_2\text{O}}^2) \quad (20.3)$$

ЕРС зростає зі збільшенням активності йонів гідрогену і сульфат-йонів, що і відбувається при заряджуванні акумулятора. Якщо знати концентрацію сульфатної кислоти, можна визначити ЕРС акумулятора.

Крім свинцевих широко застосовуються нікель-кадмієві та нікель-залізні лужні акумулятори. Сумарні реакції у цих акумуляторах:



Негативними електродами у цих акумуляторах є відповідно кадмій і ферум, позитивним електродом – оксонікель (III) гідроксид. Електролітом є розчин калій гідроксиду.

20.2.2 Дослідження елемента Даніеля-Якобі у режимі акумулятора

Елемент Даніеля-Якобі $\text{Cu}/\text{CuSO}_4//\text{ZnSO}_4/\text{Zn}$ може працювати у зворотному режимі, тобто у режимі розряджування і заряджування (заряду). У цьому випадку елемент виконує роль акумулятора. Такий акумулятор складається із мідного електроду, зануреного у розчин купрум (II) сульфату, і цинкового електроду, зануреного у розчин цинк (II) сульфату. Електроди з'єднані між собою за допомогою електрохімічного ключа.

20.3 Експериментальна частина

Складіть прилад, використавши Н-подібну посудину з відокремлюючою діафрагмою (див. рисунок 20.1, а) або два стакани, з'єднані електролітичним ключем (див. рисунок 20.1, б).

Посудини попередньо промийте водою із крану, потім дистильованою водою, після чого заповніть на 2/3 об'єму розчинами CuSO_4 і ZnSO_4 з $C_M=1,0$. Мідні і цинкові пластинки або стрижні зачистіть наждачним папером, промийте дистильованою водою і занурте в посудини з розчинами власних солей.

Електричні характеристики акумулятора вивчають за допомогою установки, наведеної на рисунку 20.2. Катодним вольтметром 2 (рисунок 20.2) виміряйте ЕРС, а вольтметром 7 – напругу акумулятора за розімкнутого зовнішнього ланцюга.

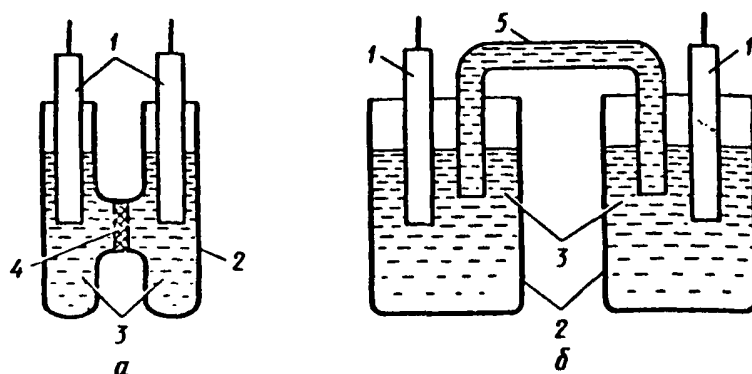


Рисунок 20.1 – Електролітична чарунка з діафрагмою (а) або з електролітичним ключем (б):

1-електроди; 2-посудина; 3-розчини електроліту; 4-діафрагма; 5-електролітичний ключ

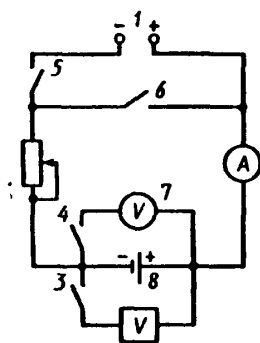


Рисунок 20.2 – Електрична схема установки для вивчення роботи акумулятора:

1-зовнішнє джерело постійного струму; 2-високоомний катодний вольтметр; 3,4,5 і 6-ключі; 7- вольтметр; 8- акумулятор.

Ввімкніть ключем 6 акумулятор у режим розряджування і поступово підвищуйте струм до того часу, доки напруга не впаде до 0,3-0,4 В. При зміні струму запишіть (4-6 разів) напругу. Вимкніть акумулятор і зробіть замір ЕРС вольтметром 2, а напругу за розімкненого зовнішнього ланцюга – вольтметром 7.

Ключем 5 ввімкніть акумулятор 8 у ланцюг заряду. Поступово підвищуйте струм до того часу, доки напруга не досягне значення 2,0 В. Фіксуйте (4-6 разів) напругу за кожної зміни струму. Вимкніть акумулятор і визначте його ЕРС і напругу за розімкненого зовнішнього ланцюга.

При оформленні результатів досліду:

- запишіть рівняння реакцій на мідному і цинковому електродах, які перебігають при розрядці і заряджуванні;
- обчисліть ЕРС, прийнявши, що активності йонів цинку і купруму дорівнюють 1, і порівняйте її з дослідними даними;
- побудуйте вольт-амперну криву при розрядці і заряджуванні акумулятора;

г) поясніть причину відхилення напруги від ЕРС за розімкнутого ланцюга. У чому полягає відміна напруги при розрядці і заряджуванні акумулятора від напруги за розімкненого зовнішнього ланцюга?

д) поясніть вплив струму на його напругу при розрядці і зарядженні акумулятора.

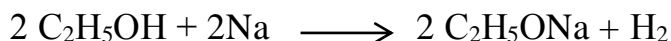
Лабораторна робота № 21

s-Елементи I і II груп головних підгруп

21.1 Мета: вивчення хімічних властивостей елементів – металів I і II груп головних підгруп і деяких їх сполук

21.2 Короткі теоретичні відомості

s-Елементи IA групи (лужні метали) характеризуються мінімальними значеннями потенціалів іонізації, що обумовлює їх велику відновлювальну активність. Вони легко окиснюються киснем повітря, водою, кислотами, галогенами. Зберігають їх у герметичній залізній тарі (Li, Na, K) або в запаяних скляних ампулах (Rb, Cs). У лабораторних умовах – у рідинах, з якими вони не реагують (гас, бензен та ін.). При зберіганні протягом довгого часу утворюються пероксиди і надпероксиди, особливо калію, що необхідно враховувати. Залишки лужних металів знищують маленькими кусочками, кидаючи їх у C₂H₅OH:



s-Елементи IIA групи, крім берилію, мають яскраво виражені металічні властивості, які збільшуються у підгрупі зверху вниз. Берилій наближається за своїми властивостями до алюмінію, тоді як магній більш подібний до цинку. Характеризуються великою хімічною активністю. Be і Mg покриваються на повітрі захисною оксидною плівкою, тому вони дуже повільно взаємодіють з водою за звичайної температури (плівка відповідних гідроксидів захищає їх, оскільки вона малорозчинна у воді).

s-Елементи IA і IIA груп утворюють одно- і двозарядні йони – Me⁺ і Me²⁺, які мають стійкі восьмиелектронні оболонки (s²p⁶), крім берилію (s²), великі радіуси, тому проявляють мінімальну поляризуючу здатність, що обумовлює невелику різноманітність реакцій, у які вони вступають. Ці елементи утворюють, в основному, незабарвлені розчинні сполуки. Оксиди і гідроксиди основного характеру, крім BeO і Be(OH)₂, які виявляють амфотерні властивості. Гідроксиди лужних металів добре розчинні у воді, крім LiOH; у ряду Be(OH)₂ → Mg(OH)₂ → Ba(OH)₂ розчинність збільшується. Із нерозчинних солей відомі перхлорати: KClO₄, RbClO₄, CsClO₄, сульфати і карбонати: BaSO₄, SrSO₄, CaSO₄, BaCO₃, SrCO₃, CaCO₃, MgCO₃.

Одержують s-елементи цих груп електролізом розплавів їх солей (флуоридів, хлоридів).

Найширше використовують натрій та його сполуки: NaCl , Na_2CO_3 , NaOH , NaHCO_3 , Na_2O_2 , а з s-елементів ІА групи – кальцій і його сполуки: Ca(OH)_2 – для одержання соди, NaOH , хлорного вапна CaOCl_2 , очищення стічних вод, у будівництві; CaCO_3 – вапняк, крейда, мармур; $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – гіпс; CaC_2 – кальцій карбід (добування ацетилену); CaF_2 – флюси, CaCl_2 – для осушування газів, охолоджуючі суміші; CaHPO_4 , $\text{Ca(H}_2\text{PO}_4)_2$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ – фосфатні мінеральні добрива; CaO – палене або негашене вапно; CaH_2 – для одержання H_2 ; MgCO_3 – магнезит.

Берилій – легуючий елемент у сталі, мідних сплавах (берилієві бронзи не поступаються за фізико-механічними властивостями пружним сталям, немагнітні), магнієвих і алюмінієвих сплавах.

Магній широко використовується у сплавах, які практично застосовуються у ракето-, авіа-, мото- і приладобудуванні; BeO і MgO – основні вогнестійкі матеріали.

Незважаючи на низький електронний потенціал Be (-1,7В), він легко пасивується, тому стійкий у кислотах – окислювачах (HNO_3 , H_2SO_4 конц.). Із всіх s-елементів лише Be розчиняється в лугах (розплавах і розчинах).

Найтоксичнішими є сполуки берилію – І клас небезпеки, ГДК в повітрі на робочому місці – 10^{-3} мг/м³.

21.3 Експериментальна частина

21.3.1 Взаємодія Na_2O_2 з водою

У пробірку з 1-2 мл води внесіть 0,05-0,1 г Na_2O_2 . Спостерігайте енергійне виділення газу (якого?). Занурте у пробірку тліючу скіпочку. Що спостерігається? Дослідіть одержаний розчин лакмусовим папером і відмітьте рН середовища. Напишіть рівняння реакції.

21.3.2 Одержання натрій гідроксиду електролізом розчину натрій хлориду (витяжна шафа!) У електролізер з вугільним анодом і катодом із заліза налейте концентрований розчин натрій хлориду; додайте кілька крапель розчину фенолфталеїну. Електроди приєднайте до джерела постійного струму і електроліз ведіть за $V = 8-10$ В. Чим пояснюється поява у катоду рожевих течій, які поступово опускаються вниз? Складіть схему електролізу розчину NaCl . Які окиснювально-відновні реакції проходять на катоді і аноді?

21.3.3 Відновлювальні властивості Na_2O_2

Внесіть у пробірку 1-2 мл розчину KMnO_4 , додайте 0,5-0,6 г порошок Na_2O_2 і перемішайте. Спостерігайте виділення газу (якого?), появу осаду бурого кольору. Напишіть рівняння реакції.

21.3.4 Забарвлення полум'я солями літію, натрію та калію Платинову або ніхромову дротинку із зігнутих у вушко кінцем промийте в HCl та прожарте у полум'ї пальника до зникнення забарвлення полум'я. В одну

пробірку налейте 0,5-1 мл концентрованого розчину NaCl, у другу – солі калію KCl, у третю – LiCl. Занурте очищений дротик у розчин солі натрію і внесіть у нижню частину полум'я пальника. У який колір забарвлюється полум'я? Потім дротик знову промийте, прожарте та проведіть досліди з розчинами солі калію і літію. Зазначте забарвлення полум'я. Краще спостерігати забарвлення полум'я через синє скло або розчин індіго (які поглинають жовті промені). Аналогічні досліди проведіть з солями Ca, Sr, Ba.

21.3.5 До гарячого розчину магній сульфату додайте розчин натрій карбонату. Випадає осад $(MgOH)_2CO_3$. Складіть рівняння реакцій в молекулярній і йонній формах.

21.3.6 Порівняльна розчинність сульфатів лужноземельних металів

У три пробірки внесіть відповідно по 1-2 мл солей Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} і в кожен з них прилийте насичений розчин $CaSO_4$ (гіпсова вода). У якій пробірці не випадає осад? Чи з однаковою швидкістю з'являється осад (каламуть) в інших пробірках? Напишіть рівняння реакцій. Дослідіть розчинність осадів в хлоридній і нітратній кислотах. Зробіть висновок про розчинність сульфатів кальцію, стронцію і барію у воді на підставі значень добутку розчинності цих солей.

21.4 Питання для самоконтролю (домашнє завдання)

- 1) Напишіть електронні формули атомів елементів I і II груп головних підгруп. Яка валентність цих елементів у незбудженому та збудженому станах?
- 2) Як змінюються відновлювальні властивості елементів I і II груп головних підгруп у періоді (зліва направо) і у підгрупі (зверху вниз)? З чим це пов'язано? Поясніть це, використавши значення потенціалів іонізації.
- 3) Складіть рівняння реакцій взаємодії Na і Mg з киснем, воднем, хлором та водою.
- 4) Складіть рівняння реакцій одержання (добування) берилій і барій дигідроксидів. Порівняйте їх хімічні властивості. Напишіть відповідні реакції.
- 5) Для очищення повітря від CO_2 на підводних човнах, космічних кораблях, в аквалангах використовують пероксиди і надпероксиди натрію і калію. Обчисліть, скільки натрій пероксиду і калій надпероксиду необхідно взяти для очищення 100 м^3 повітря, яке містить 0,5% (за об'ємом) CO_2 ? Що більш економічно використати?

Відповідь: 1,741 кг, 3,169 кг.

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.

Додаток А

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 гази 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 вогнебезпечні 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.

Додаток Б

Таблиця Б.1 – Назви елементів

Сим-вол	№	Назви		Сим-вол	№	Назви	
		Рекомендовані	Традиційні			Рекомендовані	Традиційні
1	2	3	4	5	6	7	8
Ac	89	Актиній	Актиній	Eu	63	Європій	Європій
Ag	47	Аргентум, Срібло, Аргент	Срібло	Es	99	Айнштайн- ній, Ейнштейній	Ейнштей- ній
Al	13	Алюміній	Алюміній	F	9	Флуор, Фтор	Фтор
Am	95	Америцій	Америцій	Fe	28	Ферум, Залізо, Фер	Залізо
Ar	18	Аргон	Аргон	Fm	100	Фермій	Фермій
As	33	Арсен	Арсен	Fr	87	Францій	Францій
At	85	Астат	Астатин	Ga	31	Галій	Галій
Au	79	Аурум, Золото, Аур	Золото	Gd	64	Гадоліній	Гадоліній
B	5	Бор	Бор	Ge	32	Германій	Германій
Ba	56	Барій	Барій	H	1	Гідроген, Водень	Водень
Be	4	Берилій	Берилій	He	2	Гелій	Гелій
Bi	83	Бісмут	Бісмут	Hf	72	Гафній	Гафній
Bk	97	Берклій	Берклій	Hg	80	Меркурій, Гідраргірум	Ртуть, Живе срібло
Br	35	Бром	Бром	Ho	87	Гольмій	Гольмій
C	6	Карбон	Карбон	I	53	Іод (Йод),	Йод
Ca	20	Кальцій	Кальцій	In	49	Індій	Індій
Cd	48	Кадмій	Кадмій	Ir	77	Іридій	Іридій
Ce	58	Церій	Церій	K	19	Калій	Калій
Cf	98	Каліфор- ній	Каліфор- ній	Kr	36	Криптон	Криптон
Cl	17	Хлор	Хлор	La	57	Лантан	Лантан
Cm	96	Кюрій	Кюрій	Li	3	Літій	Літій
Co	27	Кобальт	Кобальт	Lr	103	Лоуренсій	Резерфор- дій
Cr	24	Хром	Хром	Lu	71	Лютецій	Лютецій
Cs	55	Цезій	Цезій	Md	101	Менделєвій	Менделе- євій
Cu	29	Купрум, Мідь, Купр	Мідь	Mg	12	Магній	Магній
Dy	66	Диспрозій	Диспрозій	Mn	25	Манган	Марганець

Продовження таблиці Б.1

1	2	3	4	5	6	7	8
Er	68	Ербій	Ербій	Mo	42	Молібден	Молібден
N	7	Нітроген, Азот, Нітр	Азот	Se	34	Селен	Селен
Na	11	Натрій	Натрій	Si	14	Силіцій	Силіцій, Кремній
Nb	41	Ніобій	Ніобій	Sm	62	Самарій	Самарій
Nd	60	Неодим	Неодим	Sn	50	Станум, Стан	Олова, цина
Ne	10	Неон	Неон	Sr	38	Стронцій	Стронцій
Ni	28	Нікол, Нікель	Нікель	Ta	73	Тантал	Тантал
No	10 2	Нобелій	Нобелій, Жоліотій	Tb	65	Тербій	Тербій
Np	93	Нептуній	Нептуній	Tc	43	Технецій	Технецій
O	8	Оксиген, Кисень	Кисень	Te	52	Телур	Телур
Os	75	Осмій	Осмій	Th	90	Торій	Торій
P	15	Фосфор	Фосфор	Ti	22	Титан, Тітан	Титан
Pa	91	Протакти- ній	Протакти- ній	Tl	81	Талій	Талій
Pb	82	Плюмбум	Плюмбум	Tm	69	Тулій	Тулій
Pd	46	Паладій	Паладій	U	92	Уран	Уран
Pm	61	Прометій	Прометій	Unh	106	Унілгексій	---
Po	84	Полоній	Полоній	Uno	108	Унілоктій	---
Pr	59	Празео- дим	Празео- дим	Unp	105	Унілпентій	Нільсборій
Pu	94	Плутоній	Плутоній	Unq	104	Унілквадій	Курчатовій
Ra	88	Радій	Радій	Uns	107	Унілсептій	---
Rb	37	Рубідій	Рубідій	V	23	Ванадій	Ванадій
Re	75	Реній	Реній	W	74	Вольфрам	Вольфрам
Rh	45	Родій	Родій	Xe	54	Ксенон	Ксенон
Rn	86	Радон	Радон	Y	39	Ітрій	Ітрій
Ru	44	Рутеній	Рутеній	Yb	70	Ітербій	Ітербій
S	16	Сульфур, Сірка, Сулфур	Сірка	Zn	30	Цинк	Цинк
Sb	51	Стибій	Стибій, Сурма	Zr	40	Цирконій	Цирконій
Sc	21	Скандій	Антимо- ній, Скандій				

Додаток В

Таблиця В.1 – Назви деяких кислот

Формула	Традиційна	Систематична	Раціональна
H_2SO_4	Сірчана	Дигідроген тетраоксосульфат (VI)	Сульфатна кислота
$HMnO_4$	Манганова	Гідроген тетраоксоманганат (VII)	Перманганатна кислота
HCl	Соляна	Гідроген хлорид (хлороводнева)	Хлоридна
$HClO_2$	Хлориста	Гідроген диоксохлорат (III)	Хлоритна кислота
$H[AuCl_4]$	Хлорозолота	Гідроген тетрахлороаурат (III)	Тетрахлороауратна кислота
HNO_3	Азотна	Гідроген триоксонітрат (V)	Нітратна кислота
H_2S	Сірководнева	Дигідроген сульфід	Сульфідна кислота
H_2SO_3	Сірчиста	Дигідроген триоксосульфат (IV)	Сульфітна кислота
$H_2S_2O_3$	Тіосірчана	Дигідроген триоксотіосульфат (VI)	Тіосульфатна кислота
H_2CO_3	Вуглецева	Дигідроген триоксокарбонат (IV)	Карбонатна кислота
H_2SeO_3	Селениста	Дигідроген триоксоселенат (IV)	Селенітна кислота

Додаток Д

Таблиця Д.1 – Стандартизовані і тривіальні назви деяких неорганічних сполук

Хімічна формула	Назва	
	Стандартизована	тривіальна (випадкова), раціональна (*)
Хімічні реактиви загального призначення		
NaOH (твердий)	Натрій гідроксид (твердий)	Їдкий натр (твердий); каустична сода; каустик; твердий натрійний луг*
NaOH (у розчині)	Натрій гідроксид (у розчині)	Їдкий натр (у розчині); натрійний луг*
Na ₂ CO ₃	Динатрій карбонат; натрій триоксокарбонат (IV)	Кальцинована сода
NaHCO ₃	Натрій гідрокарбонат	Двовуглекисла сода; бікарбонат натрію; питна сода; чайна сода; гідрокарбонат натрію*
K ₂ CO ₃	Дикалій карбонат; калій триоксокарбонат (IV)	Поташ
Na ₂ S ₂ O ₃	Динатрій тіосульфат (VI); натрій триоксотіосульфат (VI)	Гіпосульфит; натрій тіосульфат*
Пігменти		
2PbCO ₃ · Pb(OH) ₂ або Pb ₃ (OH) ₂ (CO ₃) ₂	Біплюмбум (II) карбонат · плюмбум дигідроксид; триплюмбум дигідроксид дикарбонат	Свинцеве білило

Додаток Е

Таблиця Е.1 – Константи дисоціації деяких слабких електролітів у водних розчинах за 25 °С

Електроліт		К	pK = -lgK
Амоній гідроксид $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$		$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,75
Боратна кислота H_3BO_3	K ₁	$5,8 \cdot 10^{-10}$	9,24
	K ₂	$1,8 \cdot 10^{-13}$	12,75
	K ₃	$1,6 \cdot 10^{-14}$	13,80
Гіпохлоритна кислота HClO		$5,0 \cdot 10^{-8}$	7,30
Карбонатна кислота H_2CO_3	K ₁	$4,5 \cdot 10^{-7}$	6,35
	K ₂	$4,7 \cdot 10^{-11}$	10,33
Нітритна кислота HNO_2		$4,0 \cdot 10^{-4}$	3,40
Ацетатна кислота CH_3COOH		$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,75
Сульфатна кислота H_2SO_4	K ₂	$1,2 \cdot 10^{-2}$	1,92
Сульфїтна кислота H_2SO_3	K ₁	$1,6 \cdot 10^{-2}$	1,80
	K ₂	$6,3 \cdot 10^{-8}$	7,21
Сульфїдна кислота H_2S	K ₁	$6,0 \cdot 10^{-8}$	7,22
	K ₂	$1,2 \cdot 10^{-15}$	14,92
Формїатна кислота HCOOH		$1,8 \cdot 10^{-4}$	3,75
Фосфатна кислота H_3PO_4	K ₁	$7,5 \cdot 10^{-3}$	2,12
	K ₂	$6,3 \cdot 10^{-8}$	7,20
	K ₃	$1,3 \cdot 10^{-12}$	11,89
Фторидна кислота HF		$6,6 \cdot 10^{-4}$	3,18
Цїанїдна кислота HCN		$7,9 \cdot 10^{-10}$	9,24

Додаток Ж

Таблиця Ж.1 – Стандартні потенціали металічних і газових електродів
(T = 298 K)

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

Додаток К

Таблиця К.1 – Константи нестійкості деяких комплексів

Схема дисоціації комплексного іону	Константа нестійкості
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$	$6,8 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^- \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{NO}_2^-$	$1,8 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$1,1 \cdot 10^{-13}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{CN}^-$	$1,1 \cdot 10^{-21}$
$[\text{HgCl}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$8,5 \cdot 10^{-16}$
$[\text{HgBr}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{Br}^-$	$1,0 \cdot 10^{-21}$
$[\text{HgI}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{I}^-$	$1,5 \cdot 10^{-30}$
$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$4,0 \cdot 10^{-42}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$7,6 \cdot 10^{-8}$
$[\text{CdI}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 4\text{I}^-$	$3,0 \cdot 10^{-7}$
$[\text{Cd}(\text{SCN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 4\text{SCN}^-$	$1,7 \cdot 10^{-2}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$1,4 \cdot 10^{-17}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,1 \cdot 10^{-13}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$5,0 \cdot 10^{-31}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$1,9 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 6\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-35}$
$[\text{AlF}_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 6\text{F}^-$	$1,4 \cdot 10^{-20}$
$[\text{FeF}_3] \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 3\text{F}^-$	$8,7 \cdot 10^{-13}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 3\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-44}$

Додаток Л

Таблиця Л.1 – ГДК та застосування деяких органічних речовин

Речовина	ГДК, мг/м ³	Застосування
1	2	3
Анілін C ₆ H ₅ NH ₂	0,1	Застосовується у виробництві інгредієнтів гумових сумішей, пінопластів, фарбників, лікарських препаратів
Ацетилен C ₂ H ₂	0,5	Використовується для ацетиленового зварювання, різання металів, для отримання пластмас, розчинників, канчуків
Ацетон CH ₃ COCH ₃	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 ₆ H ₆	5	Використовується для отримання фенолу, нітробензену, хлорбензену, малеїнового ангідриду і ін.; як розчинник
Бензойна кислота C ₆ H ₅ COOH	1,5	Застосовується у синтезі деяких напівпродуктів і фарбників
Брометан C ₂ H ₅ Br	5	Застосовується у вогнегасниках; як антидетонатор для моторних палив; як розчинник; у органічному синтезі
Гліцерин CH ₂ OH-CHOH- CH ₂ 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 ₂ H ₆	300	Використовується в техніці для отримання етилену

Продовження таблиці Л.1

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 $CH_3COOC_2H_5$	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 CH_2OH-CH_2OH	4-5	Використовується для приготування антифризів, виробництва фарб (текстильних, типографських, штемпельних) і ін.
Етиловий ефір $C_2H_5-O-C_2H_5$	300	Застосовується як гарний розчинник. У медицині використовується для наркозу та підсилення серцевої діяльності
Етилформиат $CH_3COOC_2H_5$	–	Застосовується у виробництві вітаміну B_1 , як ароматизатор для мила і компонент фруктових есенцій (запах рому)
Ізоамілацетат $CH_3COO(CH_2)_2CH(CH_3)_2$	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 (формальдегід, метаналь) CH_2O	0,5	Використовується як дезинфікуючий засіб для дезинфекції зерно- і овочесховищ, парників, теплиць, для протравлювання насіння, виготовлення анатомічних препаратів

Продовження таблиці Л.1

1	2	3
Мурашина кислота 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 (ацетальдегід, етаналь) CH_3CHO	5	Використовується у промислових масштабах для отримання оцтової кислоти, оцтового ангідриду, етилового, бутилового спиртів та ряду інших розчинників
Оцтова кислота CH_3COOH	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 $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$ і стеаринова $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$ 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 $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$	20	Застосовується у синтезі гербіцидів, консервантів, полімерних матеріалів
Пірокатехін (1,2-дигідробензен) $\text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})_2$	–	Застосовується у синтезі адреналіну, для колориметричного визначення деяких металів
Рідкі вуглеводні $\text{C}_5\text{H}_{12} - \text{C}_{15}\text{H}_{32}$	300	Використовуються як моторне паливо
Резорцин (1,3-дигідробензен) $\text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})_2$	–	Застосовується як лікарський засіб; для отримання антисептика 4-гексилрезорцину; у аналітичній хімії; для синтезу фарбників, стабілізаторів, пластифікаторів

Закінчення таблиці Л.1

1	2	3
Саліцилова кислота о- $\text{HO-C}_6\text{H}_4\text{COOH}$	–	Застосовується у фармацевтичному виробництві для отримання аспірину; у анілінофарбовому виробництві
Тетрахлорметан 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 CHCl_3	5	Застосовується для наркозу; як розчинник

З м і с т

Вступ	3
Лабораторна робота № 1. Основні типи хімічних реакцій. Сучасна номенклатура неорганічних сполук і їх взаємні перетворення.....	4
Лабораторна робота № 2. Основні хімічні поняття і закони. Еквівалент і еквівалентна маса металів.....	9
Лабораторна робота № 3. Сучасна теорія будови атомів і періодичний закон Д.І.Менделєєва (лабораторно-семінарське заняття).....	12
Лабораторна робота № 4. Теорія хімічного зв'язку та будова речовини (лабораторно-семінарське заняття).....	14
Лабораторна робота № 5. Основні закономірності протікання хімічних реакцій. Елементи хімічної термодинаміки і термохімії.....	15
Лабораторна робота № 6. Хімічна кінетика і рівновага.....	18
Лабораторна робота № 7. Електролітична дисоціація. Розчини електролітів. Кислотно-основна рівновага.....	23
Лабораторна робота № 8. Комплексні сполуки.....	27
Лабораторна робота № 9. Окисно-відновні реакції.....	32
Лабораторна робота № 10. Електрохімічні процеси.....	37
Лабораторна робота № 11. Загальні властивості металів.....	42
Лабораторна робота № 12. Легкі конструкційні метали Берилій, Магній, Алюміній, Титан.....	45
Лабораторна робота № 13. d – Елементи VI В і VII В груп Хром, Молібден, Вольфрам, Манган.....	51
Лабораторна робота №14. d – Елементи VIII В групи і їх сполуки Ферум, Кобальт, ікол.....	56
Лабораторна робота № 15. d – елементи I В і II В груп (Підгрупа Купруму і Цинку).....	61
Лабораторна робота № 16. p – елементи IV А групи (Sn, Pb).....	65
Лабораторна робота № 17. Інструментальні, абразивні та напівпровідникові матеріали (B, C, Si, Ge, Sb).....	70
Лабораторна робота № 18. Органічні сполуки.....	74
Лабораторна робота № 19. Полімерні матеріали.....	80
Лабораторна робота № 20. Акумулятори.....	83
Лабораторна робота № 21. s-Елементи I і II груп головних підгруп.....	86
Рекомендована література	89
Додатки	90