

**Міністерство освіти і науки, молоді та спорту України
Чернігівський державний технологічний університет**

ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

**ЛАБОРАТОРНИЙ ПРАКТИКУМ
для студентів
напряму підготовки 6.051701 – Харчові технології та інженерія**

**Затверджено на засіданні
кафедри харчових технологій,
хімії та БЖД
протокол № 11 від 28.05.12**

Чернігів ЧДТУ 20012

Загальна та неорганічна хімія. Лабораторний практикум для студентів напрямку підготовки 6.051701 – Харчові технології та інженерія / Укл.: О.І. Сиза, О.М. Савченко – Чернігів: ЧДТУ, 2012. – 104 с.

Укладачі: Сиза О.І., доктор технічних наук, професор,
Савченко Олеся Миколаївна, кандидат технічних наук, доцент

Рецензент: Курмакова Ірина Миколаївна, кандидат хімічних наук, доцент,
завідувач кафедри хімії Чернігівського національного педагогічного
університету

Вступ

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

Даний практикум містить 19 лабораторних робіт із загальної та неорганічної хімії, які укладено за програмними питаннями курсу "Загальна та неорганічна хімія" для студентів напряму підготовки 6.051701 – Харчові технології та інженерія. 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 хімія елементів та їх сполук, що знаходять застосування в харчових технологіях. 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: BaO – барій оксид; ZnO – цинк оксид;
- сполуки, що містять угруповання O_2^{2-} , O_2^- та O_3^- називають відповідно: K_2O_2 – калій пероксид, KO_2 – калій надпероксид, KO_3 – калій озонід;
- сполуки Оксигену з Флуором (Фтором): OF_2 –оксиген дифлуорид, O_2F_2 – диоксиген дифлуорид;

- назви основ та амфотерних гідроксидів утворюються з назви катіона і слова гідроксид: KOH – калій гідроксид, TlOH – 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: WO(OH)₃ – вольфрам тригідроксидмонооксид, VO(OH)₂ – оксованадій (IV) дигідроксид або монооксованадій (2+) гідроксид, де VO²⁺ – радикал;
- систематичні назви кислот будуються на основі назв аніонів, а починаються з назви катіону, тобто водню (Додаток В): H₂SeO₃ – дигідроген селенат (IV) або дигідроген триоксоселенат (IV), або селенітна (IV) кислота; H₂SO₄ – дигідроген тетраоксосульфат (VI) або сульфатна (VI) кислота, або сульфатна кислота; HMnO₄ – моногідроген тетраоксоманганат (VII) або перманганатна кислота; HNO₃ – гідроген нітрат (V) або гідроген триоксонітрат (V), або нітратна кислота;
- для деяких кислот комісія IUPAC дозволяє використання традиційних назв, наприклад, H₂SO₄ – сірчана, H₃PO₄ – фосфорна (ортофосфорна), HPO₃ – метафосфорна, HNO₃ – 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; HN₃ – азидоводнева кислота або азидна;
- назви солей легко утворюються з назв катіонів і аніонів з відповідними числівниковими префіксами: ZnSO₄ – цинк сульфат, Hg(NO₃)₂ – меркурій динітрат, меркурій (II) нітрат, Hg₂(NO₃)₂ – димеркурій динітрат, (NH₄)₂Cr₂O₇ – діамоній дихромат (VI) або амоній (1+) дихромат (2-), FeSO₄ – ферум (II) сульфат, Fe₂(SO₄)₃ – диферум трисульфат або ферум (III) сульфат;
- до назви кислих солей додається слово гідроген з відповідним числовим префіксом: NaHCO₃ – натрій гідрогенкарбонат, NH₄H₂PO₄ – амоній дигідрогенфосфат, (NH₄)₂HPO₄ – діамоній гідрогенфосфат, NaHS – натрій гідрогенсульфід;
- основні солі можуть називатись, як подвійні, вважаючи O²⁻ та OH⁻ за гетероаніони: CaClOH – кальцій гідроксид хлорид, Cu₂(OH)₂CO₃ – дикупрум дигідроксид карбонат, BiONO₃ – 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 – [Ag(NH₃)₂]⁺Cl⁻ – діамінаргентум (I) хлорид, [Cu(NH₃)₄](OH)₂ – тетраамінкупрум (II) дигідроксид;
- сполуки, що містять комплексні аніони – Na⁺[Al(OH)₄]⁻ – натрій тетрагідроксоалюмінат, K₃[Fe(CN)₆] – калій гексаціаноферат (III) або

червона кров'яна сіль; $K_4[Fe(CN)_6]$ – калій гексаціаноферат (II) або жовта кров'яна сіль;

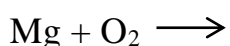
– нейтральні комплекси – $[Ni(CO)_4]$ – тетракарбонілнікол, $[Cr(H_2O)_3F_3]$ – трифлуоротриаквахром (III).

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

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?

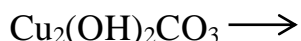
1.3.1.2 На технохімічних терезах зважте 1-2 г сірки і 1,75-3,5 г подрібненого заліза, ретельно перемішайте їх у ступці, перенесіть суміш у пробірку, закріпіть її вертикально у штативі і злегка нагрійте, після чого сильно підігрійте біля дна пробірки. Як тільки суміш почне розжарюватися, пальник відставте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



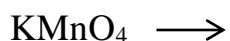
Дайте назву речовині, що утворилася у цьому випадку. Пам'ятайте, що слабкі окисники окиснюють залізо до Fe^{+2} .

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



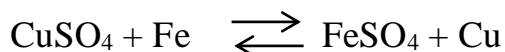
1.3.2.2 У сухій пробірці нагрійте 0,2-0,3 г калій перманганату. Напишіть рівняння реакції. Пам'ятайте, що у результаті розкладу цієї солі утворюються дикалій тетраоксоманганат (VI), манган діоксид і кисень. Як його виявити? Закінчіть рівняння реакції



Якщо у пробірку після охолодження додати воду, то розчин забарвлюється в зелений колір. Чому? Порівняйте забарвлення MnO_4^- і MnO_4^{2-} – йонів.

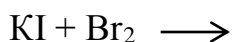
1.3.3 Реакції заміщення

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 $E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0} = 0,34$, а $E^\circ_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0} = -0,44$ В ($\Delta E = \varphi_{\text{ок}} - \varphi_{\text{від}}$). За значенням ΔE з'ясуйте напрямок реакції



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

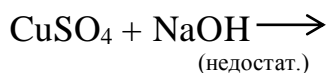
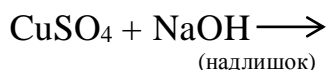
1.3.3.2 До розчину калій йодиду (0,5-1 мл) додайте стільки ж розчину бромної води. Спостерігайте утворення вільного йоду. Закінчіть рівняння реакції:



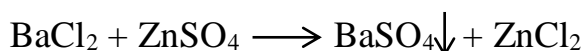
Яким чином можна довести наявність вільного йоду? Пам'ятайте, що кожний галоген, який розміщено вище у періодичній системі елементів, витісняє нижчий із його сполук ($\text{F}_2 \longrightarrow \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{Br}_2 \longrightarrow \text{I}_2$).

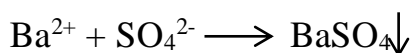
1.3.4 Реакції обміну

1.3.4.1 Між сіллю і основою (лугом). У три пробірки налийте 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:



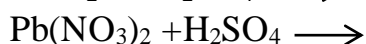
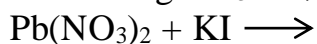
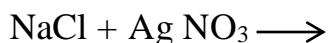
1.3.4.2 Між двома солями. Налийте у пробірку 0,5-1 мл розчину цинк сульфату і стільки ж розчину барій дихлориду. Рівняння реакцій у молекулярному та йонному вигляді записуються таким чином:



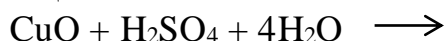


Зробіть висновок, чи протікає ця реакція до кінця. Відповідь аргументуйте.

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:

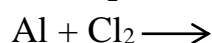
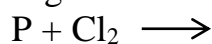
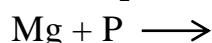
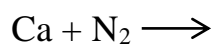
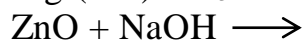
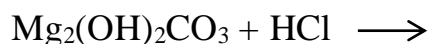
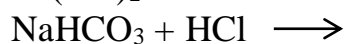
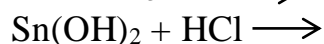
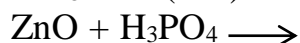
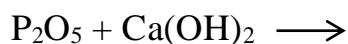


1.3.4.4 Одержання подвійної солі. У пробірку налейте (додайте) по 1–2 мл насичених розчинів $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ і FeSO_4 . При цьому випадає осад подвійної солі складу $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (сіль Мора). Якщо осад не випадає, досягніть цього потиранням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

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).

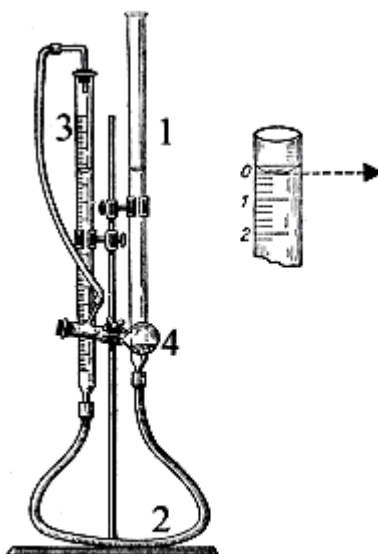


Рисунок 2.1 – Прилад для визначення еквівалентної маси металу

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

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

де $P_{\text{бар}}$ – 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
 V₀ – приведений до н.у. об'єм водню, мл.

Таблиця 2.1 – Парціальний тиск водяної пари за різних температур

T, К	P _{H₂O} , мм рт. ст.	T, К	P _{H₂O} , 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(Me)}:

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

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

де m_(Me) – маса наважки металу, г.

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

Таблиця 2.2 – Результати експерименту

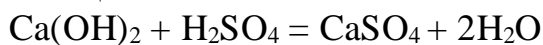
№ п/п	Дані досліджу	Номер досліджу		
		1	2	3
1	Маса наважки металу, г			
2	Об'єм V витісненого водню, мл			
3	P _{бар} , мм рт. ст.			
4	P _{H₂O} за T досліджу, мм рт. ст.			
5	P _{H₂} у бюретці, мм рт. ст.			
6	Об'єм H ₂ (н.у.), мл			
7	T повітря, К			
8	m _{e(Me)} , г/моль			
9	Відносна похибка, %			

Обчислюють також середню квадратичну похибку визначення і надійний інтервал одержаної еквівалентної маси (див. Додаток Ж).

Враховуючи, що досліджуваний метал окиснюється при розчиненні у кислоті до Me²⁺, 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:

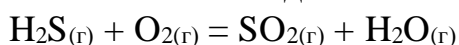


2) Наведіть приклади хімічних реакцій за допомогою яких можна отримати сульфур діоксид? Охарактеризуйте якісний і кількісний склад цієї речовини.

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:



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 $\sum m_s$ 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+}			

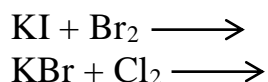
Наведіть схему розташування на атомних орбіталях електронів, що відповідають скороченим електронним формулам атомів: а) магнію, б) феруму, в) цинку, г) плюмбуму.

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

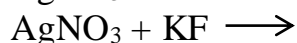
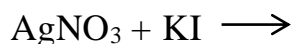
- 1) Основні типи хімічного зв'язку. Причина утворення хімічного зв'язку. Енергія, довжина зв'язку і валентний кут.
- 2) Ковалентний зв'язок. Механізм його утворення (класичний і донорно-акцепторний). Напрявленість зв'язку. Концепція гібридизації. sp^3 , sp^2 і sp -гібридизація.
- 3) Геометрія молекул (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

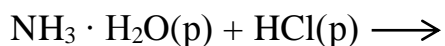
У дві пробірки додайте по 1-2 мл розчинів ферум (II) сульфату і ферум (III) хлориду. За допомогою лакмусового або універсального індикаторного паперу визначіть рН цих розчинів. Зверніть увагу на те, що нижче (менше) значення рН вказує на більш сильну схильність даної солі до гідролізу. Останнє пов'язане 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 кожну прилийте по 0,5 мл розчинів з $C_n=2,0$: калій йодиду, калій бромиду, 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 $C_n=0,1$ додайте 0,5-1 мл розчину аміаку з $C_n=0,1$. 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

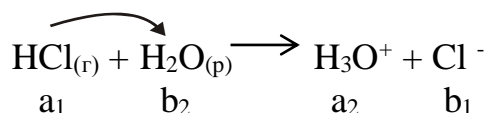
Електролітична дисоціація. Розчини електролітів.

Кислотно-основна рівновага

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

5.2 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:

$$\alpha = \sqrt{K/C} \quad (5.1)$$

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 (pH розчину, ступінь і константу гідролізу). Наведіть приклади.

5.3 Експериментальна частина

5.3.1 Електрична провідність розчинів електролітів

Прилад складається із широкогорлої посудини з гумовою пробкою (рисунок 5.1), 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.

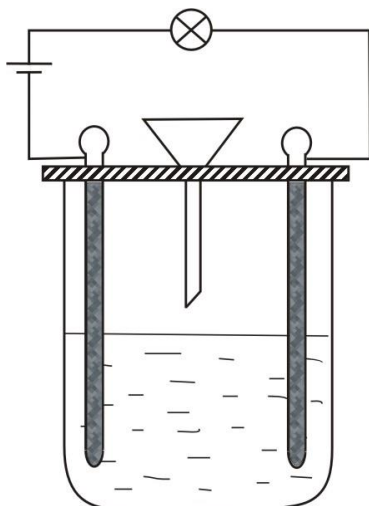
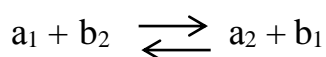


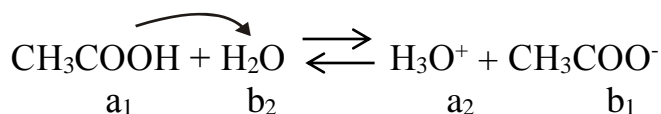
Рисунок 5.1 – Прилад для визначення електричної провідності розчинів

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:



5.3.2 Залежність електричної провідності від концентрації

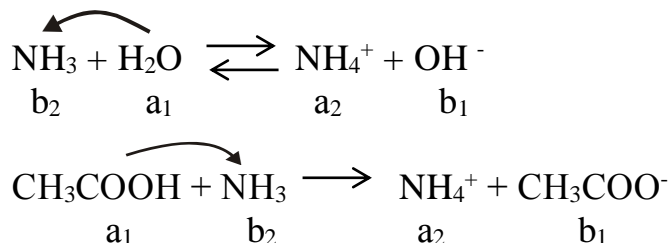
Налийте у прилад 20 мл концентрованої оцтової кислоти і випробуйте її електричну провідність, потім у кислоту прилийте при перемішування дистильовану воду і спостерігайте за зміною розжарювання дротика індикаторної лампочки. Зробіть висновок про причину даного явища. За рівнянням реакції:



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

5.3.3 Ступінь дисоціації лугу і солі

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



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

5.3.4 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.

5.3.5 Рівновага у розчині слабкої основи

Проведіть дослід, аналогічний попередньому, але замість CH_3COOH використовуйте $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 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.

5.3.6 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 5.1.

Таблиця 5.1 – Результати експерименту

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

5.3.7 Гідроліз солей

5.3.7.1 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 пробірочку 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 5.2.

Таблиця 5.2 – Результати експерименту

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

5.3.7.2 Налийте у пробірочку 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.

5.4 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 протеолітичної 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, протофільними, апротонними?
- 10) Наведіть приклади типових протеолітичних реакцій: дисоціації (йонізації), нейтралізації та гідролізу (через аквакомплекс для катіонів).
- 11) Які величини кількісно характеризують протеолітичну рівновагу у розчині солі? Що таке h і $K_{гдр}$?
- 12) Ознайомтеся з основними положеннями теорії сольвосистем та електронної теорії.

Лабораторна робота № 6

Комплексні сполуки

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

6.2 Короткі теоретичні відомості

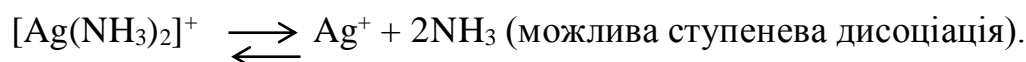
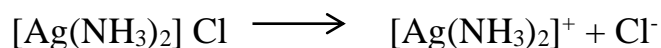
Зверніть увагу на визначення поняття “комплексні сполуки”: це сполуки відносно стійкі як у розчинах, так і у кристалічному стані, до складу яких входить комплексний катіон або аніон. Наприклад, $[Cu(NH_3)_4]SO_4$, містить комплексний катіон $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$, а сполука $K_4[Fe(CN)_6]$ – комплексний аніон - $[Fe(CN)_6]^{4-}$.

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^-).

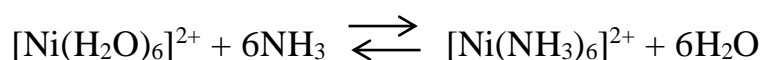
З наведеного прикладу ясно, що заряд комплексного йона дорівнює алгебраїчній сумі зарядів всіх йонів, які входять до його складу. Дійсно: $+3 + (-1 \cdot 2) = +1$ (заряд комплексного йона). Комплексні йони дисоціюють як слабкі електроліти (тоді як дисоціація на зовнішню і внутрішню сфери протікає як 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:



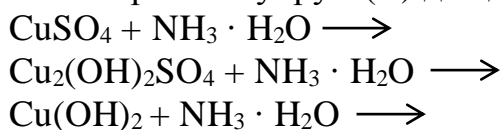
Хімічна рівновага цієї реакції зміщена в прямому напрямку – вправо, у бік утворення більш стійкого комплексу.

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 ніколу і міді металів платинової групи, а саме: золота, срібла та ін. повністю покриває затрати на електрорафінування цих металів.

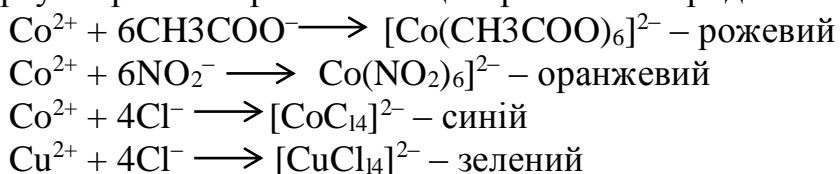
6.3 Експериментальна частина

6.3.1 Одержання комплексних сполук

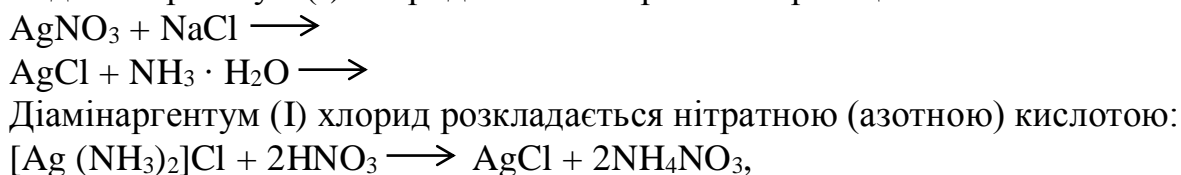
6.3.1.1 Додайте у пробірку 1-2 мл розчину купрум (II) сульфату і потім краплями розчин аміаку. Спостерігайте послідовне утворення спочатку дигідроксид сульфату, потім купрум (II) гідроксиду і нарешті комплексної сполуки – тетраамінкупрум (II) дигідроксиду. Закінчіть рівняння реакцій:



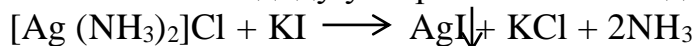
6.3.1.2 В три пробірки налейте 1-2 мл розчину кобальт (II) хлориду, а в четверту такий же об'єм розчину солі купрум (II) хлориду. В першу пробірку додайте кристали натрій ацетату, в другу – кристали натрій нітриту, в третю і четверту – прилийте розчин концентрованої хлоридної кислоти.



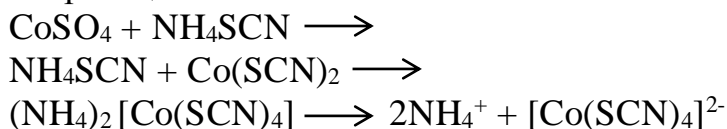
6.3.1.3 Додайте у пробірку 1-2 краплі розчину аргентум (I) нітрату і стільки ж крапель розчину натрій хлориду. Осад аргентум (I) хлориду, що випав, розчиніть у надлишку розчину аміаку – утворюється комплексна сполука діамінаргентум (I) хлорид. Закінчіть рівняння реакцій:



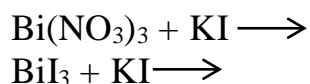
а з розчином калій йодиду утворює жовтий осад аргентум (I) йодиду:



6.3.1.4 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:

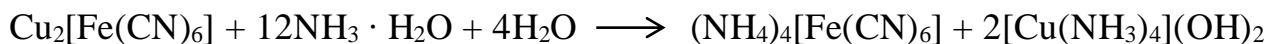


6.3.1.5 Помістіть у пробірку 3-4 краплі розчину бісмут (III) нітрату і додавайте краплями розчин калій йодиду з $C_{\text{H}} = 0,5$ до того часу, доки не з'явиться темно-бурий осад бісмут (III) йодиду. Осад розчиняється у надлишку калій йодиду з утворенням калій тетраїодобісмутату (III) жовто-рожевого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



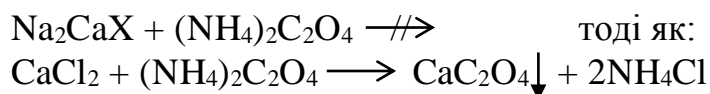
6.3.1.6 До 2-3 крапель розчину купрум (II) сульфату додайте стільки ж крапель розчину $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Спостерігайте випадіння осаду червоного кольору:

$2\text{CuSO}_4 + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \longrightarrow \text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]\downarrow + 2\text{K}_2\text{SO}_4$,
який не розчиняється у розведених кислотах, розчиняється у розчині аміаку:



6.3.1.7 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:

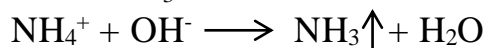
$\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{H}_2\text{X} \longrightarrow \text{Na}_2\text{CaX} + 2\text{HCl}$,
де $\text{Na}_2\text{H}_2\text{X}$ – трилон Б (схематичне зображення дивонатрієвої солі етилендіамінтетраоцтової кислоти); Na_2CaX – хелатний комплекс;



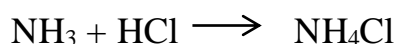
6.3.2 Подвійні і комплексні солі

У три пробірки налейте по 0,5-1 мл розчину залізо-амонійного галуни $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$, 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 $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

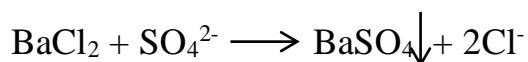
До першої пробірки (проба на NH_4^+ – йон) додайте 2-3 краплі розчину $\text{KOH}(\text{NaOH})$ і нагрійте вміст пробірки. Сильні луги розкладають солі амонію з виділенням NH_3 :



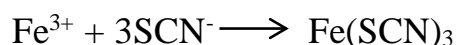
Виявіть аміак, що виділяється, за допомогою універсального індикаторного паперу (у який колір він забарвлюється?), змоченого дистильованою водою, або за утворенням білого “димув”, який утворюється, коли до отвору пробірки піднести скляну паличку, змочену концентрованою HCl :



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



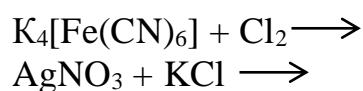
До третьої і четвертої пробірок (проба на Fe^{3+} – йон) додайте розчин KSCN або NH_4SCN (реактив на Fe^{3+} – йон):



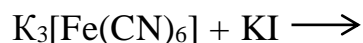
Чому у четвертій пробірці немає червоного забарвлення розчину, характерного для ферум (III) роданіду?

6.3.3 Окиснення-відновлення комплексних сполук

6.3.3.1 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:



6.3.3.2 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:



6.3.3.3 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 $E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = E^0_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} + \frac{RT}{nF} \ln a_{\text{Me}^{n+}}$, 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

$$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 + \frac{RT}{2F} \ln K_{\text{нест}} + \frac{RT}{2F} \ln a \frac{a[\text{Cu}(\text{NH}_3)]^{2+}}{a^4_{\text{NH}_3}}, \quad (6.1)$$

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.

6.4 Питання для самоконтролю (домашнє завдання)

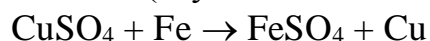
- 1) Які сполуки називають комплексними (КС)? Які типи хімічного зв'язку характерні для комплексних сполук?
- 2) Що таке центральний атом (ц.а.), ліганди, координаційне число, внутрішня і зовнішня сфери? Наведіть конкретні приклади комплексних катіонів і аніонів.
- 3) Як класифікуються КС? Ліганди?
- 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.

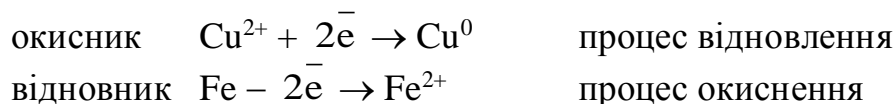
Лабораторна робота № 7 Окисно-відновні реакції

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

7.2 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:



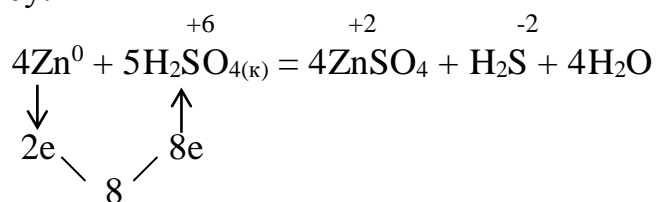


Необхідно пам'ятати, що атоми елементів, які мають вищий ступінь окиснення, проявляють лише окисні властивості; атоми елементів з нижчим ступенем окиснення – лише відновні, а з проміжним – можуть бути як окисниками, так і відновниками. Наприклад, Сульфур у наступних сполуках проявляє властивості: $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$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

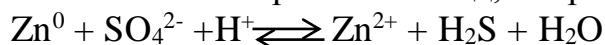
Сила окисників та відновників визначається за рядом напруг металів і рядом окисно-відновних потенціалів, який є кількісною характеристикою спорідненості йонів і атомів до електрону.

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.

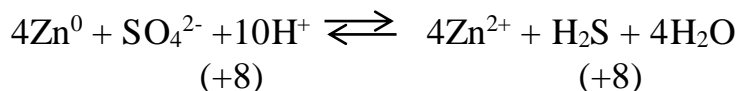
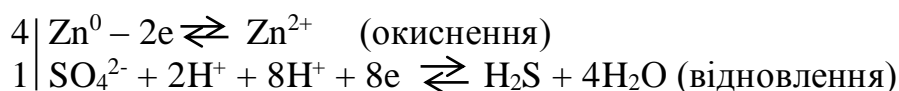
Для розрахунку коефіцієнтів використовують метод електронного балансу:



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



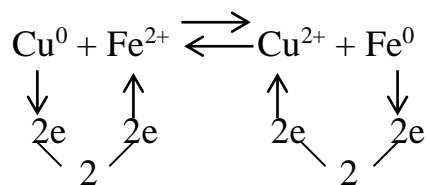
напівреакції матимуть вигляд:



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 В). Окиснику відповідає більший за алгебраїчною величиною електродний потенціал, а відновнику – менший. Наприклад, необхідно встановити напрямок реакції:

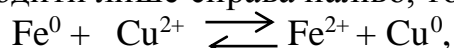


$$E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0} = +0,34 \text{ В}; \quad E^0_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0} = -0,44 \text{ В, звідси:}$$

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

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

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 ΔE (+0,78В). Якщо концентрації речовин у розчині не дорівнюють одиниці, використовують рівняння Нернста, за яким обчислюють ΔE :

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_{\text{ок}}}{a_{\text{від}}} \quad (7.1)$$

для металічних пар

$$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = E^0_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} + \frac{0,059}{nF} \ln a_{\text{Me}^{n+}} \quad (7.2)$$

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

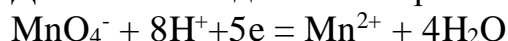
Величини ΔG , ΔE , K зв'язані наступними рівняннями:

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

Потенціал водневого та кисневого електродів:

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

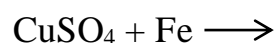
Для окисно-відновних пар E значно залежить від рН, наприклад:



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

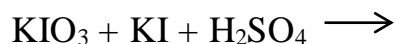
7.3 Експериментальна частина

7.3.1 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 .

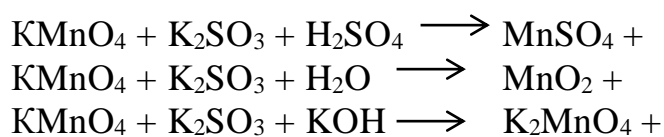


7.3.2 До 2-3 крапель розчину калій йодиду додайте 2 мл розчину розбавленої сульфатної кислоти і 2-3 краплі розчину калій йодату. Розчин забарвлюється в жовтий колір, що свідчить про утворення вільного йоду.

Доведіть наявність його за допомогою крохмального клейстеру. У який колір він забарвлюється? Закінчіть рівняння реакції і знайдіть коефіцієнти йонно-електронним методом:



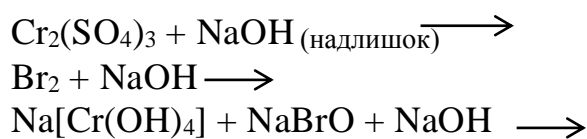
7.3.3 До 1-2 мл розчину калій сульфіту додайте такий самий об'єм розведеної сульфатної кислоти і потім 1 мл розчину калій перманганату. Фіолетовий колір останнього зникає. Проведіть аналогічні досліди з цими ж реагентами у нейтральному та лужному середовищах. Чим вони відрізняються від попереднього?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



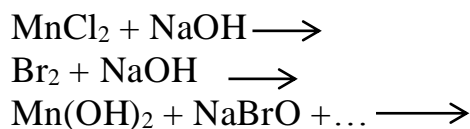
7.3.4 Встановіть дослідним шляхом, що калій нітрит у кислому середовищі є відновником відносно калій дихромату (розчин необхідно підігріти). Закінчіть рівняння реакції та знайдіть коефіцієнти:



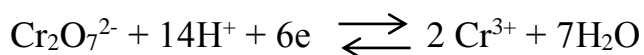
7.3.5 До розчину натрій тетрагідроксохромату (III), одержаного дією надлишку луку на сіль хрому (III), додайте розчин бромної води і нагрійте його до кипіння. Як змінюється колір розчину? Пам'ятайте, що сполуки хрому (+3) окиснюються до хроматів ($\text{pH} > 7$) або дихроматів ($\text{pH} < 7$). Закінчіть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



7.3.6 До розчину манган (II) хлориду додайте розчин натрій гідроксиду і розчин бромної води. Як змінюється колір розчину? Закінчіть рівняння реакцій:



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



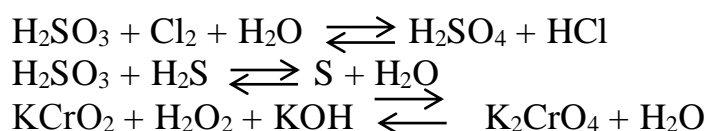
У три стакани ємністю 50 мл відмірте з бюретки по 5 мл розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ з $C_M = 0,01$ і 5 мл розчину $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ з $C_M = 0,05$. У перший стакан відмірте з бюретки 10 мл розчину H_2SO_4 з $C_M = 0,5$, у другий стакан – 10 мл розчину H_2SO_4 з $C_M = 1,0$, і 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 йонів (моль/л) і концентрацію йонів 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 йонів дорівнюють їх концентраціям. Порівняйте розрахункові значення з експериментальними.

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

7.4 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 розведеної і концентрованої 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 № 8

Електрохімічні процеси

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

8.2 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):

$$E_{Me^{n+}/Me} = E^0_{Me^{n+}/Me} + \frac{0,059}{nF} \ln a_{Me^{n+}}, \quad (8.1)$$

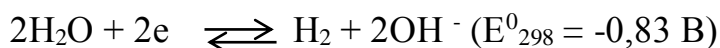
для металічних пар типу: Fe^{2+}/Fe ; Cu^{2+}/Cu^0 і ін.; а також для редокс пар типу: Fe^{3+}/Fe^{2+} ; Cu^{2+}/Cu^+ і ін.; ряд активностей (напруг), види гальванічних елементів і акумуляторів, принцип їх дії, джерела струму, явище поляризації, поняття про потенціал розкладу та вихід за струмом.

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.).

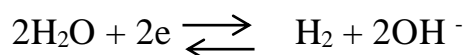
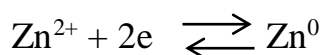
Згадайте, що електроліз – це окисно-відновний процес, який відбувається на електродах в умовах проходження постійного електричного струму через розчин або розплав електроліту. На катоді завжди протікає процес відновлення, а на аноді – окиснення. Електроліз підкоряється законам Фарадея (повторіть їх). 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:

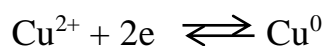


Катіони, які розміщено у ряду напруг від Mn^{2+} до Pb^{2+} розряджуються одночасно з водою (питання дискусійне). Наприклад:

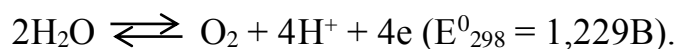


Побічний процес виділення водню на катоді при електроосаженні металів значно знижує ефективність електролізу за рахунок охрупчування (збільшення крихкості) воднем електролітичних осадів і металевої основи, на яку наноситься покриття. Це явище максимально гальмують на виробництві, подавляючи катодне виділення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

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



Розряд аніонів на інертних електродах (С, 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:

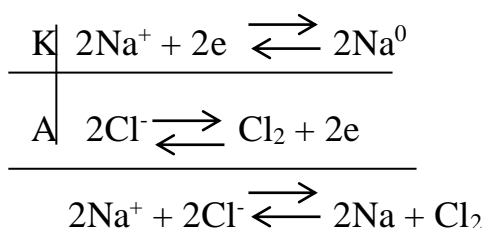


Зверніть увагу на те, що електроліз розчинів типу Na_2SO_4 , KNO_3 і інших солей зводиться практично до електроокиснення води на аноді і електровідновлення її на катоді. При цьому на аноді проходить підкислення ($pH < 7$), а на катоді – збільшення (підвищення) лужного середовища ($pH > 7$).

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

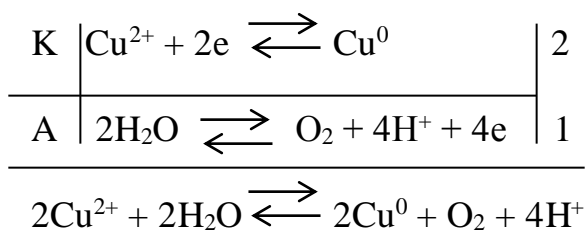


При електролізі розплаву розряджуються катіони і аніони електроліту, наприклад, розплав $NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$

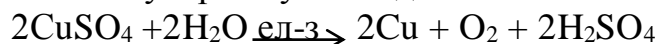


Приклад 1 Як протікає електроліз водного розчину CuSO_4 ?

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

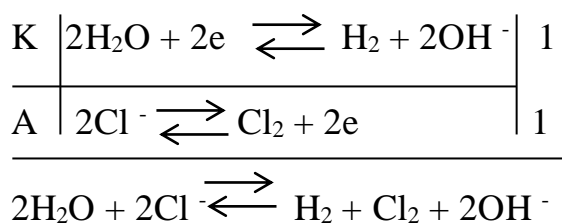


У молекулярному вигляді:

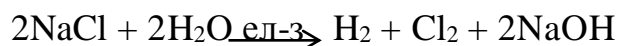


Приклад 2 Як протікає електроліз водного розчину NaCl ?

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



У молекулярному вигляді:



8.3 Експериментальна частина

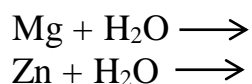
8.3.1 Збирання гальванічного елемента

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?

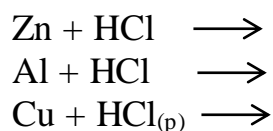
8.3.2 Витіснення металу, водню

8.3.2.1 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:

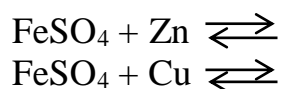




8.3.2.2 В одну пробірку помістіть невелику кількість цинку, у другу – алюмінію, а у третю – міді, додайте у пробірки 2-3 мл розчину хлоридної кислоти. Що спостерігається? Який метал не взаємодіє з розбавленою хлоридною кислотою? Закінчіть рівняння реакцій:



8.3.2.3 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 :



8.3.3 Електроліз розчину натрій сульфату

В електролізер (рисунок 8.1) додайте розчин натрій сульфату і

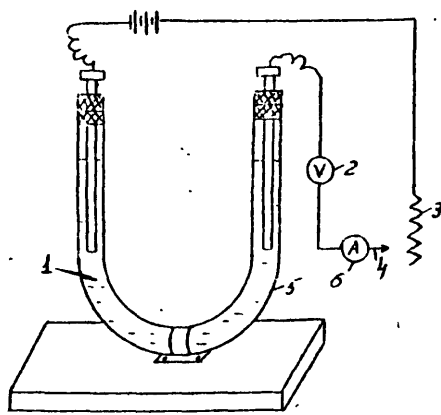


Рисунок 8.1 – Схема приладу для електролізу:

- 1 – розчин електроліту; 2 – вольтметр;
- 3 – реостат, 4 – повзунок реостату,
- 5 – електролізер, 6 – амперметр

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

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

8.3.4 Електроліз розчину мідного купоросу

У електролізер налейте розчин з масовою часткою мідного купоросу – купрум (II) сульфату – 30%, занурте у нього вугільні електроди і приєднайте їх до джерела постійного струму. Електроліз відбувається за $V = 6-10$ В і $I = 1$ А кілька хвилин (12-15), уважно слідкуйте за тим, що проходить на електродах. Який газ виділяється на аноді? Складіть рівняння реакцій, які проходять на електродах. Що у цьому випадку окиснюється і що відновлюється? Зробіть відповідні обчислення за законами Фарадея.

8.3.5 Електроліз розчину калій йодиду

У електролізер налейте розчин з масовою часткою калій йодиду 10% (катод – алюмінієвий, анод – вугільний). Електроди приєднайте до джерела постійного струму. Електроліз проводять за $V = 10$ В і $I = 1-1,5$ 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.

8.3.6 Електроліз розчину сульфатної кислоти з розчинним анодом

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

8.4 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 № 9

Елементи VII-A групи

9.1 Мета: вивчити властивості водню, галогенів та їх сполук (хімічні, фізичні та фізико-хімічні), на підставі електронної будови їх атомів уміти визначити окисно-відновні, кислотно-основні та комплексоутворюючі властивості.

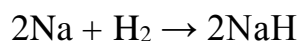
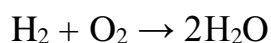
9.2 Короткі теоретичні відомості

Гідроген має унікальні властивості, що дозволяє розміщувати його в I A і VII A підгрупах ПС елементів.

H – $1s^1$. Вважають, що ступінь окиснення Гідрогену у сполуках з ковалентним зв'язком +1, а в йонних -1 (NaH).

Гідроген – складова частина тваринних і рослинних організмів, нафти. Водень – безбарвний газ, без смаку і запаху, т.п. -259°C , т.кип. -253°C . Мало розчиняється у воді (0,02 об'ємних частина на 1 об'ємну частину води при 0°C).

Відповідно до електронної конфігурації атома H $1s^1$ може віддавати і приєднувати електрон, тобто поводить себе як лужні метали і галогени:



З елементами підгрупи VII A його зв'язує: газоподібний стан, двоатомність – H_2 і Cl_2 , ковалентність зв'язку у молекулі, неелектропровідність у газоподібному, рідкому і твердому стані; подібність гідридів з галогенідами: NaH і NaCl.

Застосування водню має великі перспективи: як універсальне екологічно чисте джерело енергії, при спалюванні водню утворюється тільки вода; як паливо для автотранспорту і авіації.

F, $1s^2 2s^2 2p^5$ – найбільш електронегативний з усіх елементів, ступінь окиснення його у сполуках дорівнює – 1. У земній корі вміст його становить $8 \cdot 10^{-2} \%$. Важливішими мінералами є CaF_2 – флюорит, плавиковий шпат; $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ – фторапатит.

Одержують фтор електролізом розплаву KHF_2 у мідних або сталевих електролізерах; катод – мідний або сталевий, анод- вугільний.

Властивості. Флуор – світло-жовтий газ з дуже неприємним різким запахом, т.пл. -219°C , т.кип. -188°C . Флуор і його сполуки – надзвичайно отруйні (виняток CF_4 , SF_6 та ін.).

Флуор – найсильніший окиснювач. Енергійно реагує з простими речовинами, за винятком O_2 , He, Ne і Ar. У його атмосфері згорає азбест і вода. Енергія зв'язку для молекули $\text{F}_2 = 151 \text{ кДж}$.

Фтор застосовують для фторування органічних сполук, синтезу фреонів (холодоагентів), одержання фторопластів. Зокрема тефлону, який характеризується невеликою густиною, вологостійкістю, великою

термічною і хімічною стійкістю, високими електроізоляційними властивостями. На нього не діють луги, кислоти, царська водка. У техніці застосовують фторовмісні мастила.

Для Хлору, Броду, Іоду характерні **ступені окиснення**: -1, 0, +1, +3, +5, +7 (Cl, HBr, HI, Cl₂O, HClO, NaClO, HClO₂, I(NO₃)₃, KClO₃, KBrO₃, KClO₄, KBrO₄, KIO₄).

Хлор і Йод необхідні для життєдіяльності організмів. Хлор відноситься до олігобіогенним, а Флуор, Бром і Йод до – мікробіогенним елементам. Так, NaCl є у плазмі крові, склад якої близький до складу морської води. HCl – складова частина шлункового соку. Йод необхідний для функціонування щитовидної залози та інших органів.

Хлор – зелено-жовтий газ із різким запахом; бром – червоно-бура важка рідина; йод – чорні, металеві блискучі кристали, отруйні, при вдиханні парів викликають пошкодження дихальних шляхів.

Будова зовнішнього електронного шару ns²np⁵. Неметали. І лише йод у незначній мірі виявляє властивості, характерні для металів. Так, реакціями

$$I_2 + AgNO_3 \xrightarrow{\text{спирт}} AgI + IONO_3; \quad 3INO_3 \rightarrow I_2 + I(NO_3)_3$$
 можна одержати йод нітрат, який розкладається при температурі нижче 0°C.

Хлор застосовують для виробництва хлорорганічних продуктів, отрутохімікатів. Із хлорвмісних полімерів у великій кількості одержують полівінілхлорид –CH₂CH(Cl)–CH₂CH(Cl)–; він застосовується для виготовлення ізоляції, захисних покриттів, хімічної апаратури, побутових виробів.

Хлорид натрію застосовується широко: окрім застосування в кулінарії (як приправа до їжі і консервування риби, м'яса та інших харчових продуктів), є також важливою сировиною хімічної промисловості для одержання гідроксиду натрію, соди, хлору тощо. Щорічний світовий видобуток хлориду натрію становить сотні мільйонів тонн, з яких майже 30% використовується в харчовій промисловості.

Гіпохлорити – для відбілювання тканин, паперової маси, дезинфекції, дегазації. Перхлорати – окиснювачі у вибухових сумішах і ракетному паливі.

AlCl₃ і AlBr₃ – каталізатори органічного синтезу (реакція Фріделя-Крафтса). У багатьох реакціях використовують Cl₂, Br₂, I₂, PBr₃, PI₃, HI, HBr, AgBr. Розпилювання у хмарах аерозолей AgI і PbI₂ викликає (штучно) дощ, є засобом боротьби з градом.

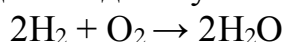
9.3 Експериментальна частина

9.3.1 Добування і горіння водню

Помістіть в пробірку 5 краплин 2 н розчину хлоридної кислоти і кусочок цинку або магнію. Закрийте отвір пробкою з відвідною трубкою і підпаліть газ який виділяється. Напишіть рівняння реакції.

9.3.2 Вибух гримучого газу в металічному посуді

В дні жерстяної посудини пробийте отвір діаметром 1-1,5 мм. Поставте посудину догори дном на стіл (подали від джерела водню), підкладіть під неї скіпку, щоб краї щільно не прилягали до столу, й підведіть під неї гумовий шланг від джерела водню. Закрийте пальцем отвір у дні посудини та наповніть її воднем. Приберіть шланг і за допомогою довгої скіпки підпаліть водень біля отвору в дні посудини. Спостерігайте горіння водню, яке супроводжується гудінням. По мірі вигорання водню в посудину знизу поступає повітря. Коли співвідношення газів досягає критичного, відбувається сильний вибух й посудина підскакує високо вгору.



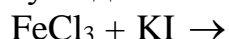
9.3.3 Добування галогенів (робота виконується у витяжній шафі)

9.3.3.1 У дві пробірки окремо внесіть по 2-3 кристали KMnO_4 і $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. У обидві пробірки додайте 2-3 краплини концентрованої хлоридної кислоти ($\rho=1,84\text{г/см}^3$). Що спостерігається? Пробірку з $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ нагрійте. Запишіть рівняння окисно-відновних реакцій добування хлору.

9.3.3.2 У дві пробірки покладіть 2-3 кристалики: в першу - калій броміду, у другу – калій або натрій йодиду, додайте в кожную з них 1-2 мікрошпателя MnO_2 , а після цього – 2-3 краплини концентрованої H_2SO_4 ($\rho=1,84\text{г/см}^3$) в кожную пробірку. Що спостерігається? Запишіть рівняння реакцій виділення Br_2 та I_2 .

9.3.3.3 Для отримання йоду використовують солі феруму (III) або солі купруму (II).

У конічну колбу з притертою пробкою об'ємом 200 мл налейте 50 мл 0,1 М розчину калій йодиду та 25 мл 0,3 М розчину ферум (III) хлориду й додайте 15 мл діетилового ефіру. Колбу закрийте пробкою, енергійно струсіть. Спостерігайте цегристо-червоне забарвлення ефірного шару вилученим з розчину йодом. Закінчіть рівняння реакції:



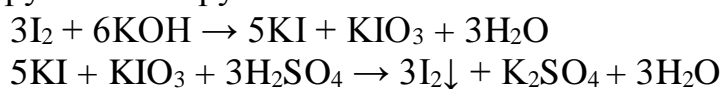
9.3.4 Екстрагування бром та йоду органічними розчинниками

До 2-3 краплин йодної води додайте 5-6 краплин органічного розчинника, який не змішується з водою. Розчин перемішайте скляною паличкою. Спостерігайте перехід йоду з водного розчину в органічний розчинник. Аналогічний дослід зробіть з бромною водою.

9.3.5 Окисні властивості галогенів

9.3.5.1 *Дія лугу та кислоти на йодну воду.* В пробірку налейте 2 мл розчину йодної води ($\text{KI} + \text{I}_2$), при перемішуванні додайте гарячий розчин лугу (2 М розчин калій гідроксиду) до знебарвлення йодної води. Розчин підкисліть сульфатною кислотою – забарвлення виникає знову. Додаванням лугу чи

кислоти до йодної води зміщують рівновагу реакції диспропорціонування праворуч або ліворуч:



9.3.5.1 У три пробірки внесіть по 3-5 краплин хлорної, бромної та йодної води. У пробірку з хлорною водою додайте кілька краплин сірководневої води до утворення дрібного майже білого осаду вільної сірки, у пробірку з бромною та йодною водою – по мікрошпателю порошку алюмінію або магнію до зникнення кольору. Запишіть рівняння реакцій.

9.3.5.2 У пробірку внесіть 3-5 краплин розчину натрій броміду. У дві інші пробірки – розчину калій або натрій йодиду. В усі три пробірки додайте 3-4 краплини органічного розчинника, після чого у пробірки з калій бромідом та йодидом додайте 3-4 краплин хлорної води, в останню пробірку з калій йодидом - кілька краплин бромної води. Спостерігайте виділення бромиду та йоду, які при змішуванні переходять в органічний розчинник. Запишіть рівняння реакцій. Розташуйте галогени згідно з їх зростаючими окисними властивостями.

9.3.5.3 У дві пробірки окремо внесіть по 4-5 краплин бромної та йодної води. У кожену пробірку додайте по 1-2 кристалики солі Мора $(\text{NH}_4)_2\text{S0}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Що спостерігається? В якій з двох пробірок окиснення Fe^{2+} в Fe^{3+} не відбувається? Підтвердіть висновок розрахунками ЕРС згідно із значеннями стандартних електродних потенціалів.

9.3.6 Добування галогеноводнів

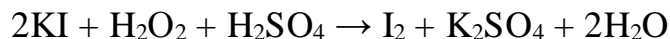
9.3.6.1 Зберіть прилад відповідно до вказівок викладача. У фарфорову чашку налийте воду, забарвлену синім лакмусом. В мікроколбочку приладу насипте сухий NaCl і додайте 5-6 краплин 70%-го розчину $\text{H}_2\text{S0}_4$. Колбочку швидко закрийте корком з газовідвідною трубкою, яку опустіть у суху пробірку для збирання хлороводню. Зверніть увагу на те, що хлороводень, який виділяється, димить на повітрі. Зберіть хлороводень у суху пробірку, закрийте її корком з капіляром, який занурьте у фарфорову чашку з водою. Зверніть увагу на те, що вода по капіляру швидко піднімається вгору. Що відбувається?

9.3.7.2 У дві пробірки внесіть по 3-4 мікрошпателю сухих солей калій або натрій броміду та йодиду і додайте по 5-6 краплин ортофосфорної кислоти. Суміш обережно підігрійте. До отвору пробірок піднесіть синій лакмусовий папірець, зверніть увагу на зміну його кольору. Запишіть рівняння реакцій.

9.3.8 Відновні властивості галогенідів

9.3.8.1 В стакан налийте 100 мл води, 15 мл 2 М розчину калій йодиду, підкисліть сульфатною кислотою й додайте 5 мл розчину з масовою часткою

гідроген пероксиду 20%. Спостерігайте появу червоно-коричневого забарвлення розчину завдяки виділенню йоду. При додаванні крохмалю рідина забарвлюється в інтенсивно синій колір.

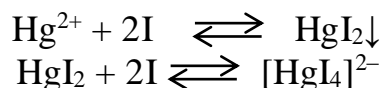


9.3.8.2 У три пробірки внесіть по 2-3 мікрошпателю калій або натрій хлориду, броміду та йодиду і додайте по 2-3 краплини концентрованої сульфатної кислоти. Що спостерігається? Чому в пробірках з калій бромистим та йодистим виділяються пари бромоводню та йоду? За запахом (обережно) визначіть, з якої пробірки виділяється SO_2 а з якої H_2S .

9.3.8.3 У три пробірки внесіть 3-5 краплин підкисленого розчину калій біхромату. У першу пробірку додайте 2-3 краплини натрій хлориду, у другу та третю – приблизно таку саму кількість відповідно калій броміду та йодиду. Що спостерігається? Чому в першій пробірці реакція не проходить? Підтвердіть висновок розрахунками ЕРС згідно із значеннями стандартних електродних потенціалів.

9.3.9 Одержання комплексного меркурій (II) йодиду

У стакан налийте 150 мл 0,05 М розчину солі меркурій (II) і додайте краплями розчин калій йодиду. Спостерігайте утворення коралового осаду, який розчиняється при подальшому додаванні надлишку розчину калій йодиду (*запам'ятати великого надлишку KI*).

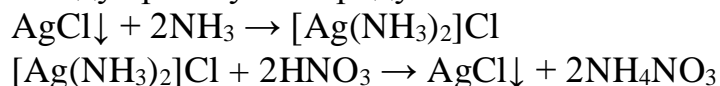


9.3.9 Якісна реакція на галогенід-йони

Утворення осадів AgCl , AgBr і AgI є характерною реакцією на йони галогенів. Отримайте указані речовини реакцією обміну між 0,1 М розчинами натрій хлориду, натрій броміду, калій йодиду та аргентум нітратом. Напишіть в молекулярній і йонній формі рівняння реакцій, які протікають, відмітьте забарвлення осадів:

білого – аргентум хлориду,
жовтуватого – аргентум броміду,
жовтого – аргентум йодиду.

До осадів при перемішуванні додайте концентрований розчин аміаку. Спостерігайте розчинення осаду аргентум хлориду. До прозорого розчину аргентумдіамін хлориду додайте краплями нітратну кислоту до утворення білого осаду аргентум хлориду.



9.4 Питання для самоконтролю

(домашнє завдання)

- 1) Запишіть електронні формули галогенів у стаціонарному і збудженому станах. Чому фтор може бути лише у ступені окиснення -1?
- 2) Які зв'язки (ковалентні, дативні) виникають при утворенні молекул F_2 та Cl_2 ?
- 3) Як змінюється електронегативність у ряду F, Cl, Br, I ?
- 4) Чи можна приготувати "фторну воду" аналогічно хлорній? Запишіть рівняння реакцій, що протікають при розчиненні фтору у воді.
- 5) Які ступені окислення мають галогени у сполуках? В яких ступенях окиснення вони можуть бути: а) тільки відновниками; б) тільки окисниками; в) і окисниками, і відновниками. Відповідь підтвердіть відповідними рівняннями окисно-відновних реакцій.
- 6) З яких речовин можна отримати хлор, бром і йод в лабораторії? Запишіть рівняння реакцій їх добування.
- 7) Як отримати фтороводень? З яких матеріалів слід виготовляти апаратуру для добування фтороводню?
- 8) Запишіть рівняння реакцій добування галогеноводнів. Чому неможна отримати чистий йодоводень, діючи на калій йодид концентрованою сульфатною кислотою?
- 9) Як отримати чисті бром- і йодоводень? Записати відповідні рівняння реакцій.
- 10) Складіть рівняння таких перетворень: $HBr \rightarrow NaBr \rightarrow Br_2 \rightarrow HBr$
- 11) Хлороводень, добутий сульфатним способом з натрій хлориду масою 11,7 г, пропустили крізь розчин аргентум нітрату, добули осад масою 20,09 г. Вважаючи, що вихід продукту другої реакції кількісний, визначте вихід хлороводню.
- 12) Запишіть формули оксидів хлору (I), (IV), (VII) та відповідних їм кислот. Назвіть кислоти.
- 13) Напишіть рівняння реакцій Cl_2 з холодним і гарячим лугом.
- 14) Напишіть рівняння реакцій, які потрібно провести для здійснення таких перетворень: $NaBr \rightarrow NaCl \rightarrow Cl_2 \rightarrow KClO_3 \rightarrow KCl$
- 15) Розрахуйте, яку кількість у грамах хлорного вапна можна добути із 100 г $CaCO_3$? Запишіть всі стадії добування хлорного вапна, використовуючи хлор і воду.
- 16) Розрахуйте, яку кількість бертолетової солі можна отримати з 168 г калій гідроксиду.
- 17) Складіть рівняння таких перетворень: $Ca(ClO_4)_2 \rightarrow HClO_4 \rightarrow Cl_2O_7$ та вкажіть умови, за яких вони можливі.

Лабораторна робота № 10

Елементи VI-A групи

(Оксиген, Сульфур та їх сполуки)

10.1 Мета: вивчити властивості простих та складних сполук Оксигену та Сульфуру (хімічні, фізичні та фізико-хімічні), на підставі електронної будови їх атомів уміти визначити окисно-відновні, кислотно-основні та комплексоутворюючі властивості

10.2 Короткі теоретичні відомості

Характерні ступені окиснення Оксигену: -2, -1, 0, +2 (H_2O , H_2O_2 , O_2 , OF_2). Природні ресурси. Оксиген – найрозповсюдженіший елемент на землі у вигляді H_2O , SiO_2 , силікатів, алюмосилікатів. У повітрі його вміст становить 20,99% (об'єму) або 23% (від маси).

O_2 – безбарвний газ, т.плав. -219°C , т.кип. -183°C .

Алотропна модифікація – O_3 , синього кольору, газ в різким запахом, отруйний, вибухає (особливо у рідкому і твердому станах).

С п о л у к и. Відомі чотири типи сполук Оксигену: оксиди, які містять O^{2-} , пероксиди – O_2^{2-} , надпероксиди – O_2^- і озоніди – O_3^- (з K, Rb, Cs).

H_2O_2 використовують як окиснювач при відбілюванні тканин, дезінфекції, як антисептик, у реактивній техніці.

Вода (H_2O)_n – найпоширеніша у природі рідина, де виникло життя, входить до складу всіх живих істот. Аномальні властивості води зумовлені водневими зв'язками. У газовій фазі молекули води мають кутову будову, $\angle 104,5^\circ$, $d_{(\text{O}-\text{H})} = 96$ нм.

Водяна пара є каталізатором багатьох хімічних процесів.

Кисень застосовується для інтенсифікації процесу виплавки чавуну та сталі; у суміші з ацетиленом – для зварювання і різання металів ($T \sim 3200^\circ\text{C}$); рідкий кисень – ракетне паливо.

O_3 – для знезараження питної води і в деяких органічних синтезах.

Характерні ступені окислення **Сульфуру: -2, +2, +4, +6** (H_2S , H_2SO_2 , H_2SO_3 , H_2SO_4).

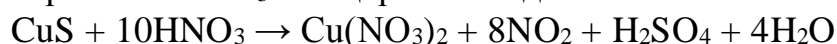
З природної сировини сірку відділяють від пустої породи за допомогою гарячої води (т.плав. сірки 119°C) під тиском. Очищають – перегонкою, одержуючи так званий сірчаний колір. Сірку високого ступеня чистоти одержують перекристалізацією з CS_2 .

Сполуки. З воднем утворює ряд сполук, найважливішою з яких є сірководень: $\text{H}_2 + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$.

Солі сірководневої (сульфідної кислоти) – **сульфіди**; більшість із них – різнобарвні (виняток – ZnS , білого кольору).

Сульфідни, подібно оксидам, бувають: основними, кислотними і амфотерними. Наприклад, основні властивості проявляють сульфідни найтипівіших металевих елементів, кислотні – сульфідни неметалевих елементів. Na_2S , MgS – основні; SiS_2 , P_2S_5 – кислотні; Al_2S_3 , Cr_2S_3 , Fe_2S_3 –

амфотерні властивості. Сульфіді як відновники можна окиснити за допомогою концентрованої HNO_3 або царської водки:



Сполуки Сульфуру з Оксигеном. Відомо кілька сполук Сульфуру з Оксигеном, найбільше практичне значення мають SO_2 і SO_3 .

При розчиненні у воді SO_2 утворюється **сульфітна кислота H_2SO_3** , яка існує лише у розчині; кислота середньої сили: $K_1 = 2 \cdot 10^{-2}$; $K_2 = 6 \cdot 10^{-8}$.

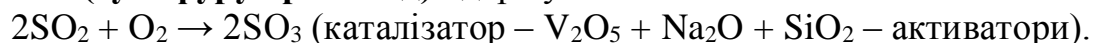
Солі – сульфіти (Na_2SO_3) і гідрогенсульфіти (NaHSO_3), характерні окиснювальні і відновні властивості.

При нагріванні розчину Na_2SO_3 з сіркою утворюється **натрій тіосульфат:** $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, який виділяється із розчину у вигляді $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – це сіль **тіосульфатної кислоти $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$** , яка є нестійкою, тому розкладається кислотами. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ – сильний відновник:



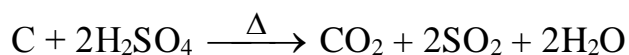
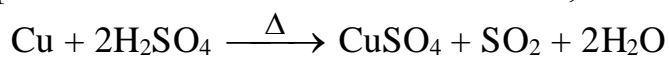
на цій реакції засновано використання натрій тіосульфату у промисловості для зменшення надлишку хлору в процесі відбілювання тканин (“антихлор”).

SO_3 (сульфуру триоксид) одержують каталітичних окисненням:



Бурхливо реагує з водою, утворюючи H_2SO_4 .

H_2SO_4 – сульфатна кислота, сильна з $K_2 = 1,3 \cdot 10^{-2}$. Концентрована сульфатна кислота – сильний окиснювач, особливо при нагріванні:



Її солі сульфати і гідрогенсульфати.

Велике значення мають: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – мідний купорос; $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – цинковий купорос; $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – залізний купорос; $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ – галун. Більшість сульфатів добре розчинні у воді (виняток – CaSO_4 , SrSO_4 , BaSO_4).

Застосування. Сірку використовують для добування H_2SO_4 , вулканізації гуми. H_2SO_4 – «хліб хімічної промисловості», широко застосовують в органічному синтезі: нітрування сумішшю $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$ або $\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$, для сульфатування (реакції електрофільного заміщення), в гідрометалургії.

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – застосування в медичній практиці, для одержання соди, скла. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – фіксанал, яким закріплюють зображення на фотонегативі чи позитиві: $\text{AgBr} + 2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2] + \text{NaBr}$

натрій дитіосульфатоаргентат

а також у медичній практиці і як реактив.

10.3 Експериментальна частина

10.3.1 Одержання кисню при розкладі калій перманганату (рис. 10.1)

Всипте в пробірку 1-2 мікрошпателя кристалів калій перманганату. Закрийте пробірку пробкою з газовідвідною трубкою. Закріпіть пробірку в тримачі штатива так, щоб кінець газовідвідної трубки майже торкався дна стакана чи циліндра, в якому збиратиметься кисень. Прогрійте спочатку всю

пробірку, а потім тільки ту частину, де міститься калій перманганат. Починайте нагрівати пробірку з дна, потім переміщуйте полум'я під ту частину, де калій перманганат ще не розклався. Дослідіть його властивості. Повноту заповнення стакана (циліндра) киснем перевіряйте тліючою скіпкою. Як тільки посудина наповниться киснем, накрийте її картоном або скляною пластинкою. Напишіть рівняння реакцій: а) розкладу калій перманганату під дією нагрівання; б) взаємодії вуглецю з киснем (спалахування тліючої скіпки).

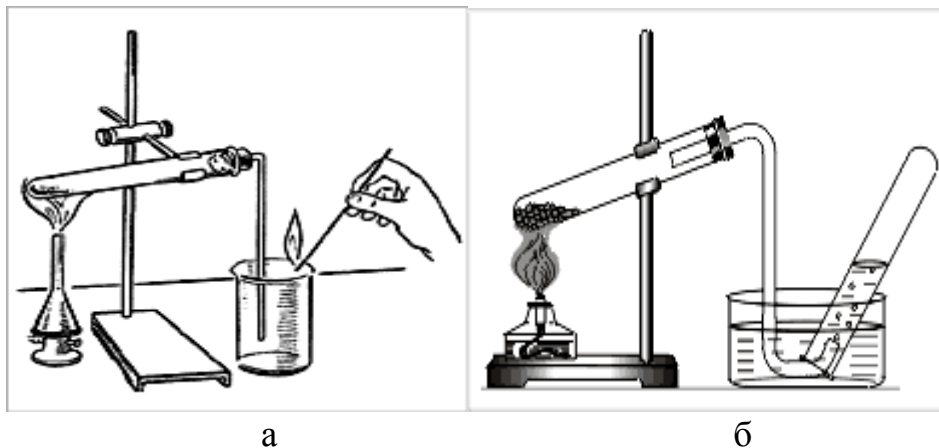
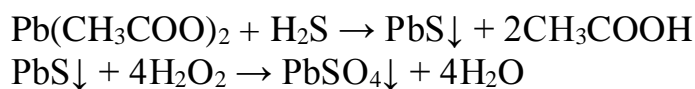


Рис. 10.1 Прилад для добування кисню в лабораторії: а) збирання кисню методом витіснення повітря; б) збирання кисню методом витіснення води

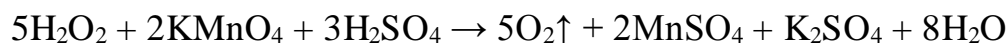
10.3.2 Окиснення плумбум (II) сульфідом гідроген пероксидом

В стакан налийте 10 мл 2 М розчину плумбум (II) ацетату, додайте сірководневу воду. Випадає чорний осад плумбум (II) сульфідом, розбавте його водою, перемішайте скляною паличкою та додайте 10 % розчин гідроген пероксиду. Утворюється білий осад плумбум (II) сульфату. Реакція відбувається швидко й на холоді.



10.3.3 Відновлення гідроген пероксидом калій перманганату

В стакан налийте 50 мл 0,02М розчину калій перманганату, підкисліть 5 краплями 1М сульфатної кислоти й додайте 3%-й розчин гідроген пероксиду. Спостерігайте миттєве знебарвлення розчину перманганату калію та виділення газу. Тліюча скіпка, внесена в стакан, яскраво спалахує.



10.3.4 Каталітичний розклад гідроген пероксиду

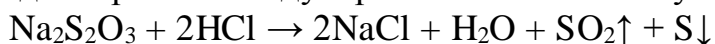
У пробірку внесіть 5 крапель 3 %-го розчину гідроген пероксиду, додайте 1 мікрошпатель манган (IV) оксиду. Дослідіть газ, який виділяється тліючою скіпкою. Напишіть рівняння реакції.

10.3.5 Вода як каталізатор

Приготовте суміш приблизно рівних кількостей кристалічного йоду і порошку алюмінію або цинку шляхом обережного змішування на сухому папері. Потім на вогнетривку керамічну пластину (алунд) суміш насипте у вигляді конуса. Додайте декілька крапель води, яка відіграє роль каталізатора реакції. Через деякий час спостерігається енергійне окислення металу йодом. Напишіть рівняння реакції.

10.3.6 Одержання осадженої сірки

В стакан налийте 50 мл 1 М розчину натрій тіосульфату й додайте до нього 1 М розчин хлоридної кислоти. Спостерігайте утворення дрібнодисперсного осаду сірки білого або жовтуватого кольору.



10.3.7 Одержання ромбічної сірки

На годинникове скло налийте декілька мілілітрів розчину сірки в сірковуглеці. Після випаровування сірковуглецю на склі спостерігають кристали ромбічної сірки.

10.3.8 Сірководень та його властивості

10.3.8.1 *Добування сірководню і його горіння.* У пробірку покладіть кілька шматочків ферум (II) сульфідів і закріпіть її на штативі. Додайте невелику кількість концентрованої HCl і пробірку швидко закрийте корком з газовідвідного трубою. Газ, який при цьому виділяється, підпаліть біля кінця трубки. Над полум'ям спалюваного газу потримайте змочений дистильованою водою синій лакмусовий папірець. У який колір забарвлюється лакмусовий папірець? Запишіть рівняння реакцій, які проходять при добуванні сірководню та його повному спалюванні. Як взаємодіє з водою газ, що утворюється при спалюванні сірководню?

10.3.8.2 *Відновні властивості сірководню.* У першу пробірку внесіть кілька краплин KMnO₄ та 2 н розчину сульфатної кислоти, у другу – калій біхромату і ту саму кислоту. У кожен пробірку додайте по краплях свіжоприготовлений розчин сірководню до зміни забарвлення кожного розчину та виділення осаду сірки. Запишіть рівняння відповідних реакцій.

10.3.8.3 *Одержання малорозчинних сульфідів.* У дві пробірки окремо внесіть по 5 краплин розчинів мангану (II) сульфату і плюмбум (II) нітрату. У кожний розчин додати по 4-5 краплин розчину амоній сульфідів. Спостерігайте утворення осадів сульфідів мангану та плюмбуму. До осадів додайте по 2-3 краплини 2 н розчину нітратної кислоти. Який з сульфідів розчиняється? У дві інші, пробірки з розчинами тих самих солей додайте по 3-4 краплини сірководневої води. У якому випадку осад не утворюється? Чому? Запишіть молекулярні та йонні рівняння реакцій добування осадів. Користуючись

величинами DP_{MnS} і DP_{PbS} пояснить: а) різну дію H_2S та $(NH_4)_2S$ на сіль мангану; б) утворення осаду PbS в обох випадках.

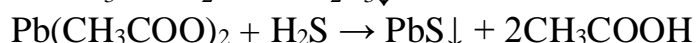
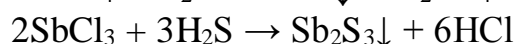
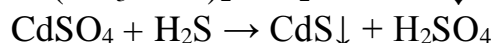
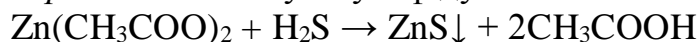
Осадження сульфідів. Додайте в кожний стакан з 0,5 М розчинами цинк ацетату, кадмій сульфату, стибій (III) хлориду, п्लомбум (II) ацетату сірководневу воду. Вміст стаканів перемішайте скляними паличками. Спостерігають утворення осадів:

білого – цинк сульфід,

жовтого – кадмій сульфід,

помаранчевого – стибій (III) сульфід,

чорного – п्लомбум сульфід



10.3.9. Сполуки сульфур (IV)

10.3.9.1 Добування сульфур (IV) оксиду та його розчинення у воді

Приготуйте пробірки: першу з розчином нейтрального лакмусу, другу з дистильованою водою. Третю пробірку наповніть на третину її об'єму сухим сульфідом натрію Na_2SO_3 , додайте 6-8 краплин 4 н розчину сульфатної кислоти і швидко закрийте корком з газовідвідною трубкою. Газ, який виділяється, пропустіть в пробірки з нейтральним лакмусом і дистильованою водою протягом 2-3 хв. Якщо виділення газу йде не досить енергійно, пробірку обережно нагрійте. Розчин SO_2 у воді збережіть для наступних дослідів. На які властивості водного розчину SO_2 показує забарвлення лакмусу? Запишіть рівняння реакцій.

10.3.9.2 Окисно-відновні властивості сполук Сульфур (IV) У пробірку внесіть кілька краплин розчину меркурій (I) нітрату $Hg_2(NO_2)_2$ і 3 краплини 2 н розчину нітратної кислоти. Додайте 2-3 краплини свіжоприготовленого розчину натрій сульфід (або кілька кристаликів сухої солі). Спостерігайте появу осаду сірки. Переконайтесь в окисненні йонів Hg_2^{2+} у іони $2Hg^{2+}$; для цього 1-2 краплини одержаного розчину перенесіть у пробірку і додайте кілька краплин калій йодиду (KI). Утворення червоного осаду HgJ_2 , свідчить про присутність у розчині йона Hg^{2+} .

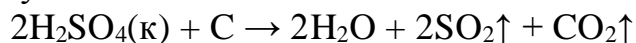
10.3.10 Обвуглювання паперу сульфатною кислотою

Скляну паличку змочіть розчином сульфатної кислоти й напишіть нею будь-яке слово на листі фільтрувального паперу. Обережно висушіть лист над полум'ям спиртівки. По мірі випаровування води спостерігайте проявлення записаного слова, оскільки сульфатна кислота обвуглює папір.

10.3.11 Обвуглювання цукру сульфатною кислотою

В стакан внесіть 20 г цукрової пудри, додайте 15 мл концентрованої сульфатної кислоти й швидко перемішайте скляною паличкою. Спостерігають

почорніння цукру, а за хвилину маса в стакані спучується та швидко вилазить із стакана, оскільки під час реакції виділяється значна кількість тепла й сульфатна кислота не тільки зневоднює цукор, але й реагує з вуглецем. При цьому утворюється велика кількість газоподібних продуктів: сульфур (IV) оксиду, карбон (IV) оксиду та парів води, які спучують масу, роблять її пористою і виштовхують із стакана.



10.3.12 Взаємодія сульфатної кислоти з металами

10.3.12.1 *Взаємодія розбавленої H_2SO_4 з металами.* У три пробірки внесіть по 5-8 краплин 2 н розчину сульфатної кислоти і покладіть туди по шматочку металів: у першу пробірку – цинку, у другу – заліза, у третю – міді. Якщо реакція проходить повільно, пробірки слід нагріти на полум'ї пальника. У якому випадку реакція не проходить і чому? Запишіть рівняння реакцій.

10.3.12.2 *Взаємодія концентрованої H_2SO_4 з металами.* У два тигельки внесіть шматочок мідної стружки та цинкового пилу і додайте туди 5-10 краплин концентрованої H_2SO_4 . Тигельки обережно нагрійте на азбестовій сітці невеликим полум'ям пальника. Над тигельками потримайте вологий лакмусовий папір і спостерігайте зміну забарвлення, після цього потримайте фільтрувальний папір, змочений розчином плюмбум (II) ацетату або нітрату. Поясніть виникнення темної плями на папері, що перебував над другим тигельком. Запишіть відповідні рівняння реакцій.

10.3.13 Якісна реакція на сульфат йони

В одну пробірку налейте трохи розчину натрій сульфату, в іншу - розбавленого розчину сульфатної кислоти. В обидві пробірки додайте по 1-2 мл розчину барій хлориду або барій нітрату. Що відбувається? Яка сполука випала в осад? Який колір і характер осаду? Напишіть рівняння реакцій у молекулярній та йонномолекулярній формах. Чи можна без проведення додаткового дослідів зробити висновок про нерозчинність осаду барій сульфату в сильних кислотах? Відповідь обґрунтуйте.

10.3.14 Натрій тіосульфат та його властивості

10.3.14.1 *Нестійкість натрій тіосульфату у кислому середовищі.* Внесіть у пробірку 5-6 краплин розчину тіосульфату натрію $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і 3-4 краплини сульфатної кислоти. Спостерігайте утворення осаду сірки. Приведіть графічну формулу тіосульфату натрію. Запишіть відповідні рівняння реакцій.

10.3.14.2 *Відновні властивості натрій тіосульфату.* У дві пробірки окремо внесіть по 5-6 краплин бромної і йодної води. У обидві пробірки додайте по кілька краплин натрій тіосульфату до знебарвлення розчину. Запишіть рівняння реакцій, враховуючи, що бром окислює тіосульфат до сульфату, а йод – до тетратіонату $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$. У який ступінь окислення перейдуть

при цьому бром і йод? Чи можливе окислення натрій тіосульфату хлорною водою? Відповідь мотивуйте.

10.4 Питання для самоконтролю (домашнє завдання)

- 1) Напишіть електронні формули атомів Сульфуру, Селену і Телуру.
- 2) Як пояснити зміну потенціалів іонізації та спорідненості до електрона у ряду елементів S, Se, Te, Po?
- 3) У якому ступені окислення Сульфур може бути, а) тільки окисником, б) тільки відновником? Запишіть відповідні електронні формули. Наведіть приклади реакцій.
- 4) У якому ступені окислення сірка може бути окисником і відновником? Наведіть приклади відповідних реакцій.
- 5) Які сполуки можна добути, якщо FeS взаємодіє: а) із HCl; б) із концентрованою HNO₃? Запишіть відповідні рівняння.
- 6) Який об'єм сірководню, виміряний за н. у., можна добути з технічного сульфату заліза масою 3 кг, у якому масова частка FeS становить 95%?
- 7) Який об'єм кисню, виміряний при температурі 18 °С і тиску 100 кПа, потрібний для спалювання сірководню масою 5 г?
- 8) Запишіть рівняння реакцій гідролізу Na₂S, Al₂S₃.
- 9) Запишіть рівняння реакцій добування сірчистого газу трьома способами. У якому стані гібридизації перебуває атом сульфуру у молекулі SO₂ і яка його геометрична структура?
- 10) Обчисліть, скільки виділиться теплоти при згорянні сірки масою 12г, якщо відомо, що ентальпія утворення оксиду сірки (IV) дорівнює - 296,9 кДж/моль.
- 11) Які іони утворюються, якщо SO₂ пропускати через: а) дистильовану воду, б) розчин хлору у воді? Запишіть відповідні реакції у молекулярній та йонній формах.
- 12) У якої солі, K₂SO₃ чи K₂SeO₄ більший ступінь гідролізу у водному розчині за однакових концентрацій?
- 13) Скільки л SO₂, взятого за н. у., треба пропустити через розчин HClO₃, щоб відновити 16,9 г HClO₃ до HCl?
- 14) Напишіть рівняння реакцій, які потрібно провести для здійснення таких перетворень:
$$\text{Zn} \rightarrow \text{ZnS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4.$$
- 15) Чи можна як осушуючу речовину для сірководню, бромоводню та йодоводню використовувати концентровану H₂SO₄? Відповідь обґрунтуйте відповідними рівняннями реакцій.
- 16) Скільки грамів сульфатної кислоти потрібно для розчинення 50 г ртуті? Скільки з них піде на окислення ртуті? Чи можна для розчинення ртуті взяти розбавлену сульфатну кислоту?
- 17) Чому олеум перевозять у залізних цистернах? Чи можна їх замінити на свинцеві?

- 18) Яку масу 98 % розчину сульфатної кислоти можна приготувати із 100 кг 30 % олеума?
- 19) Запишіть графічні формули натрій тіосульфату, вказати ступінь окиснення сульфуру в цій сполуці та пояснити нестійкість натрій тіосульфату в кислому середовищі.

Лабораторна робота № 11

ЕЛЕМЕНТИ V-A ГРУПИ (Нітроген та Фосфор)

11.1 Мета: вивчити властивості простих та складних сполук елементів V-А групи (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

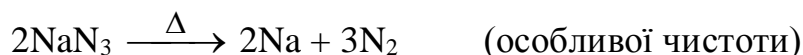
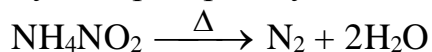
Характерні ступені окиснення нітрогену: -3, -2, -1, +1, +2, +3, +4,+5 (NH₃, N₂H₄, H₂NOH, N₂O, NO, N₂O₃, NO₂, N₂O₅).

Природні ресурси. У земній корі вміст азоту становить 0,04 %, в атмосфері 78,03 % (за об'ємом). Він входить до складу всіх живих організмів (білок – основа життя).

Методи добування:

- ректифікацією рідкого повітря (т.кип. рідких O₂ і N₂ -183 °С і -196 °С відповідно, першим відганяється азот, а в кубовому залишку – кисень);

- у лабораторних умовах:

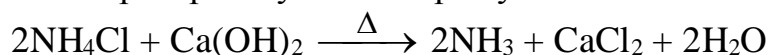


- утворюється також у результаті реакцій: (NH₄)₂Cr₂O₇ $\xrightarrow{\Delta}$ N₂ + Cr₂O₃ + 4H₂O; 2N₂O $\xrightarrow{\Delta}$ 2N₂ + O₂

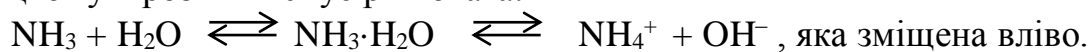
Властивості : N₂ – газ без кольору, запаху і смаку.

Реагує з воднем: N₂ + 3H₂ \rightleftharpoons 2 NH₃

У лабораторних умовах отримуємо аміак:



NH₃ – газ з різким запахом. У рідкому NH₃ молекули асоційовані за рахунок водневих зв'язків. NH₃ добре розчиняється у воді (34 % при 20 °С), при цьому в розчині існує рівновага:



Солі амонію (NH₄⁺X⁻) одержують взаємодією NH₃ з кислотами.

Оксиди азоту отруйні, за винятком N₂O. N₂O – нітроген геміоксид, нітроген (I) оксид – безбарвний газ, має слабкий приємний запах і

солодкуватий смак (“веселящий газ”, застосовується для наркозу), несолетвірний оксид.

HNO_2 –нітритна (азотиста) кислота, відома лише у розбавленому водному розчині. Кислота середньої сили ($K \approx 5 \cdot 10^{-4}$), має двоїсту природу:



Солі – нітрити, стійкіші, також мають двоїсту природу.

HNO_3 –нітратна (азотна) кислота. Безбарвна рідина, димить на повітрі, на світлі буріє (властивий зворотний процес розкладу HNO_3), пари отруйні: потрапляючи на шкіру викликає сильні опіки. Сильний окиснювач. До неї стійкі лише Au, Pt, Rh, Ir, Ti, Ta, а метали Al, Fe, Co, Ni, Cr – вона робить пасивними. Як окиснювач нітрат-йон відновлюється [$\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{N}_2\text{O} \rightarrow \text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 (\text{NH}_4^+)$] залежно від умов (температури), природи відновника і концентрації кислоти. Царська водка (суміш концентрованої HNO_3 і HCl) розчиняє золото і метали платинової групи. Наприклад:



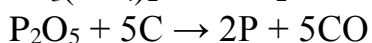
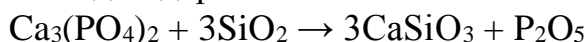
Солі – нітрати, добре розчинні у воді, мають незначні окиснювальні властивості в розчинах.

Використання. Азот – вихідна сировина для одержання HNO_3 . Він входить до складу багатьох хімічних продуктів і мінеральних добрив, наприклад, NH_4NO_3 , сечовини, аміачної води. Вибухові речовини – це нітрогенвмісні сполуки або суміші. Азот – один із найрозповсюдженіших інертних газів при проведенні органічних і неорганічних синтезів, а рідкий азот використовують для досягнення низьких температур. Азотування поверхні сталі (з утворенням ферум нітридів) приводить до збільшення твердості поверхневого шару виробів.

Інші нітрогенвмісні неорганічні і органічні сполуки мають широке застосування у ракетній техніці (як окиснювач і як паливо), при одержанні урану, у медичній практиці. $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ розчиняє целюлозу, на чому засновано одержання штапельних тканин.

Фосфор і його сполуки. Характерні ступені окиснення : –3, +1, +3, +5 (PH_3 , H_3PO_2 , H_3PO_3 , H_3PO_4). Природні ресурси. Вміст Фосфору у земній корі – 0,04%. Основні мінерали : $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ – фосфорит; $3\text{Ca}(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaX}_2$ (X = F, Cl, OH) – апатит. Входить до складу кісток, м’язів, мозку та інших тканин людського організму (~ 1% від ваги тіла).

Методи одержання. Засновані на наступних реакціях (в електропечах):



Пари фосфору конденсують під шаром води, при цьому утворюється білий фосфор. Відомі 11 алотропних модифікацій фосфору; з них найбільше вивчені білий (жовтий), червоний і чорний фосфор.

H_3PO_3 – фосфориста (фосфітна) кислота, кристалічна речовина з т.пл. 74°C , кислота середньої сили ($K_1 = 8 \cdot 10^{-3}$, $K_2 = 2,6 \cdot 10^{-7}$). Солі – фосфіти, мало

розчинні у воді. Відомі одно- і двозаміщені фосфіти. Кислота і її солі – відновники.

З кислот фосфору (ступінь окиснення +5) найбільше практичне значення мають орто-фосфатна (фосфатна – H_3PO_4) і поліфосфорні (поліфосфатні – $x\text{P}_2\text{O}_5 \cdot y\text{H}_2\text{O}$). Солі – фосфати.

З поліфосфатних кислот найбільше значення має дифосфатна кислота $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, яка сильніша орто-фосфатної. Константи дисоціації: $K_1 = 3 \cdot 10^{-2}$, $K_2 = 4 \cdot 10^{-3}$, $K_3 = 2 \cdot 10^{-7}$, $K_4 = 5 \cdot 10^{-10}$.

Використання. Фосфор застосовується для одержання P_2O_5 (P_4O_{10}) \rightarrow $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ солі; в органічному синтезі; для виробництва сірників; мінеральних добрив. Фосфати, поліфосфати лужних металів входять до складу миючих засобів. Фосфорорганічні сполуки знаходять застосування як біологічно активні речовини у медицині і для боротьби зі шкідниками сільського господарства.

11.2 Експериментальна частина

11.2.1 Добування азоту і його властивості

У колбу налейте 10 мл 10%-го розчину натрій нітриту і внесіть туди 1 г амоній хлориду. Колбу закріпіть в лапці штатива. У кристалізатор налейте до половини воду і занурьте в неї заповнений водою циліндр, під який підведіть кінець скляної трубки, з'єднаної з відвідною трубкою колби. Колбу нагріти на малому вогні і заповнити циліндр газом, який виділяється. Циліндр з газом закрийте склом, вийміть із кристалізатора і внесіть туди тліючу скіпку. Що відбувається? Скласти рівняння реакції добування азоту.

11.2.2 . Добування аміаку і його взаємодія з водою

Перемішайте на папері біля 0,5 г кальцій гідроксиду з 0,75 г амоній хлориду. Суміш висипте в суху пробірку, закрийте пробкою з газовідвідною трубкою і нагрівайте 5-6 хв (рис. 11.1). Аміак зберіть в суху перевернуту пробірку. Після заповнення пробірку з аміаком закрийте пробкою і занурьте у кристалізатор з водою. Аміак енергійно розчиняється у воді і вода фонтаном вливається до пробірки. Скласти рівняння реакції добування аміаку.

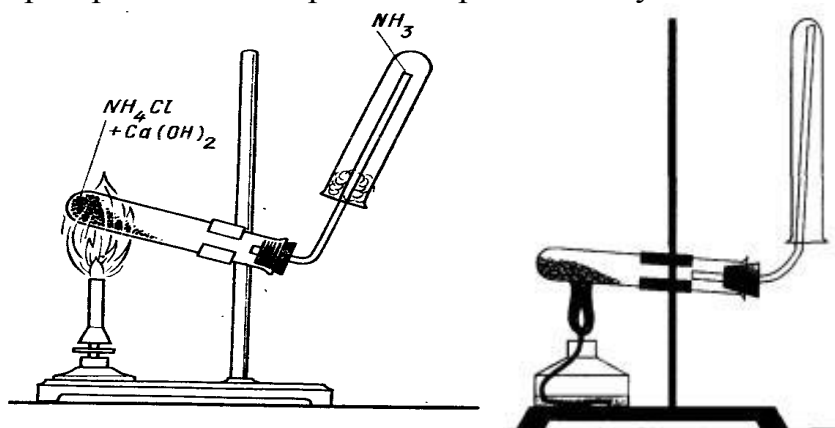
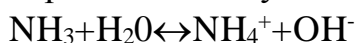


Рис. 11.1 Прилад для добування аміаку в лабораторії

У розчині аміаку встановлюється рівновага:

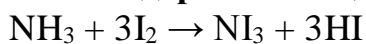


У три пробірки внесіть по 10 краплин добутого розчину аміаку і по 2-3 краплини розчину фенолфталеїну. Чому останній забарвлюється в малиновий колір? Одну пробірку трохи нагрійте і порівняйте колір розчину з розчином у другій пробірці. У третю пробірку додайте мікрошпатель хлориду амонію, добре розмішайте і порівняйте колір розчину з вмістом другої пробірки. На основі записаної рівноваги поясніть зміну кольору розчинів.

11.2.3 Добування аміакатів

У дві пробірки внесіть по 5 краплин розчинів солей кобальту (II) і нікелю (II) і по 10 краплин 25%-го розчину аміаку. Спостерігайте утворення забарвлених комплексних сполук. Складіть відповідні рівняння реакцій і відмітьте колір добутих комплексних йонів.

11.2.4 Одержання йодистого азоту



До невеликого об'єму (20-25 мл) концентрованого розчину йоду в йодиді калію додайте концентрований розчин аміаку. Виділяється темно-коричневий осад йодистого азоту. Осад відфільтруйте і промийте невеликою кількістю етилового спирту. Мокрий осад за допомогою шпателя розміщайте невеликими порціями на 2-3 листах фільтрувального паперу. Висушіть на повітрі декілька годин.

Примітка. *Стакан, в якому осаджували йодистий азот, лійку та фільтр слід залити на декілька годин розчином луку, потім ретельно вимити! Невикористані порції йодистого азоту знищити!*

Обережно, на витягнутій руці внесіть в аудиторію листок фільтрувального паперу з порцією йодистого азоту. Папір покладіть на підлогу і бийте по ньому дерев'яною паличкою. Лунає сильний вибух.

11.2.5 Термічний розклад солей амонію

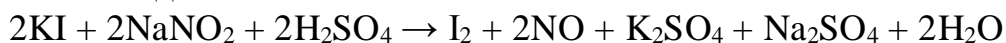
11.2.5.1 Розклад амоній хлориду та карбонату. В одну суху пробірку вносять декілька кристалів хлориду, а в другу – карбонату амонію. Пробірки по черзі нагрівають у полум'ї пальника. Спостерігають зникнення кристалів і появу білого нальоту на верхній частині пробірки з хлоридом амонію. В пробірці з карбонатом амонію не залишилось нічого. Напишіть рівняння реакції.

11.2.5.2 Розклад амоній дихромату. Насипатите горкою амоній дихромат. По центру зробіть невелику канавку і підігрійте сірником. Як тільки починається розклад солі, нагрівання припиніть. Що спостерігаєте? Напишіть рівняння реакції.

11.2.6 Нітроген (III) оксид і солі нітритної (азотистої) кислоти

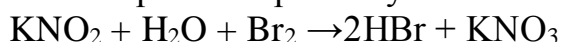
11.2.6.1 Добування нітроген (III) оксиду і його розклад. Внесіть в пробірку 5-10 краплин насиченого розчину калій нітриту і додайте 2-3 краплини 2 н розчину сульфатної кислоти. Відмітьте появу в розчині голубого кольору N_2O_3 (на білому фоні). Ця сполука є ангідридом нестійкої нітритної кислоти. Поясніть утворення над розчином бурого газу. Запишіть відповідні рівняння реакцій утворення HNO_2 та її розкладу на N_2O_3 , який у свою чергу розкладається на NO і NO_2 (реакція диспропорціювання).

11.2.6.2 Відновні властивості і окисні властивості нітритів. У три пробірки внесіть по 4-5 краплин: у першу - калій йодиду, у другу, - калій перманганату, у третю - калій дихромату. У всі пробірки додати по 3-4 краплини 2 н сульфатної кислоти і по 1 мікрошпателью сухого калій нітриту. Відмітьте зміну кольору розчинів у кожній пробірці. Запишіть рівняння відповідних реакцій, враховуючи, що в першій пробірці калій нітрит відновлюється до NO :



У другій пробірці $KMnO_4$ відновлюється до Mn^{II} , у третій $K_2Cr_2O_7$ переходить у хром (III) сульфат. У яку сполуку переходить при цьому калій нітрит? Покажіть, в якому випадку він є окисником, а в якому відновником. Чому нітрити можуть проявляти ті й інші властивості?

11.2.6.3 В стакан наливають розчин калій йодиду, підкислюють сульфатною кислотою. Спостерігають забарвлення розчину в блакитний колір, завдяки утворенню азотистої кислоти. Додають бромну воду. Спостерігають миттєве знебарвлення розчину:



11.2.7 Окисні властивості нітратної кислоти

У одну пробірку внесіть 3-4 краплини концентрованої HNO_3 маленький шматочок мідної стружки, у іншу - 5-10 краплин нітратної кислоти (1:1) і також шматочок мідної стружки. Другу пробірку трохи підігрійте. Обидві пробірки порівняйте на білому фоні. Відмітьте різницю в протіканні реакцій в обох пробірках. Який газ виділяється в першій пробірці, а який у другій? Запишіть рівняння відповідних реакцій.

11.2.8 Окисні властивості нітратів

Кілька кристаликів натрій нітрату розчиніть в 5-10 краплинах води, додайте 3-4 краплини 40%-го розчину луку і трохи порошку алюмінію або магнію (можна цинку). Розчин підігрійте (але не кип'ятіть). У пару над розчином внесіть мокрий папірець універсального індикатора. За зміною забарвлення індикаторного папірця і за запахом визначіть, який газ виділяється. Запишіть рівняння відповідної реакції, маючи на увазі, що алюміній у лужному

середовищі окиснюється і утворює комплексний йон $[Al(OH)_4]^-$. Яка сполука утвориться, якщо в реакцію вступає магній?

11.2.9 Термічний розклад нітратів

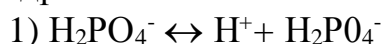
11.2.9.1 Розклад калій нітрату. У пробірку внесіть 3-4 кристалики калій нітрату, закріпіть її вертикально в штативі і нагрійте на полум'ї пальника до розплавлення солі й початку виділення газу. Внесіть в пробірку тліючу шкірку. Який газ утворюється? Продовжуйте нагрівання до повного припинення виділення газу. Доведіть утворення калій нітриту при розкладі калій нітрату. Для цього в охолоджену пробірку додайте 5-10 краплин води і, помішуючи скляною паличкою розчиніть твердий залишок. У дві пробірки внесіть по 5-10 краплин добутого розчину. У першу пробірку додайте 3-5 краплин калій йодиду і 3-4 краплини 2 н H_2SO_4 , у другу - 3-4 краплини 2 н H_2SO_4 і 2-3 краплини $KMnO_4$. Відмітьте, як змінилося забарвлення в першій і другій пробірках. Перевірьте, чи взаємодіє KNO_3 з KI . Запишіть відповідні рівняння реакцій.

11.2.9.2 Розклад плюмбум (II) нітрату. У пробірку внесіть 1-2 мікрошпателя сухої солі $Pb(NO_3)_2$. Пробірку закріпіть в пробіротримачі і обережно нагрійте. Визначте за забарвленням один із газів, що виділяються. Зробіть висновки про склад газів, які виділяються при розкладі $Pb(NO_3)_2$. Запишіть рівняння реакції розкладу і вкажіть, що окислюється, а що відновлюється при проходженні цієї реакції.

11.2.9.3 Розклад аргентум нітрату. У пробірку внесіть кілька кристаликів $AgNO_3$, вставіть її в пробіротримач і нагрійте на маленькому полум'ї пальника до повного розкладу солі. Відмітьте колір газу, що виділяється. Які гази утворюються при розкладі $AgNO_3$? Запишіть рівняння реакції, враховуючи, що, крім газів, одержується металеве срібло.

11.2.10 Гідроліз натрій ортофосфатів

У першу пробірку внесіть 5-10 краплин розчину натрій фосфату, у другу – гідрогенфосфату, а в третю - 5-10 краплин розчину натрій дигідрогенфосфату. Використовуючи універсальний індикатор, визначте рН розчину в обох пробірках. Поясніть, чому в першій та другій пробірці середовище в розчині буде лужне, а в третій – кисле. Запишіть рівняння реакції гідролізу Na_3PO_4 за першим та другим ступенем у іонній і молекулярній формах. Для пояснення кислого середовища в третій пробірці порівняти процес дисоціації іона $H_2PO_4^-$ з його гідролізом.



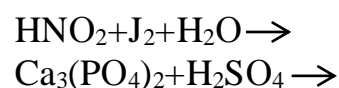
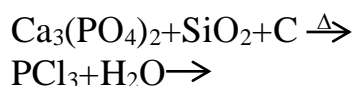
Перший процес характеризується константою дисоціації $6,3 \cdot 10^{-8}$, другий процес – константою гідролізу $1,3 \cdot 10^{-12}$

Порівнюючи K_d для першого процесу і K_r , для другого процесу, можна помітити, що дисоціація йона $H_2PO_4^-$ проходить більш інтенсивного, ніж його взаємодія з водою.

11.4 Питання для самоконтролю (домашнє завдання)

- 1) Запишіть рівняння реакцій добування азоту: а) відновленням калій нітрату залізом; б) розкладом амоній нітриту; в) окисленням аміаку. У кожному випадку вказати окисник і відновник.
- 2) Дією яких речовин: а) на азот; б) на сіль амонію; в) на нітратну кислоту; г) на алюміній нітрид можна добути аміак? Напишіть відповідні рівняння реакцій, а також рівняння реакцій, які характеризують аміак (приєднання, заміщення, окислення, комплексоутворення).
- 3) Запишіть рівняння реакцій термічного розкладу амоній нітрату, нітриту і карбонату, а також нітратів натрію, купрум, ртуті (II).
- 4) Запишіть формули оксидів нітрогену в ступені окислення +1, +2, +3, +4, +5. і рівняння реакцій їх добування. Які із цих оксидів будуть реагувати з КОН? Напишіть відповідні рівняння реакцій. Напишіть електронні схеми молекул: N₂O на основі методу ВЗ і NO на основі методу МО. Пара-, чи діаманітна молекула NO? Чим це можна пояснити?
- 5) Запишіть рівняння реакцій добування нітратної кислоти в промисловості, а також рівняння реакцій взаємодії: а) концентрованої HNO₃ з сріблом і фосфором; б) розбавленої HNO₃ з Си і Mg.
- 6) Запишіть рівняння реакції добування фосфору із природного кальцій фосфату.
- 7) Запишіть емпіричні і графічні формули кислот: а) фосфатної і пірофосфатної; б) фосфористої і фосфорноватистої, враховуючи, що перша – двохосновна, а друга – однохосновна. Яка ковалентність фосфору в кожному випадку? Який його ступінь окислення?
- 8) Запишіть рівняння реакцій, які використовують для добування фосфорних добрив. Розрахувати масову частку в процентах фосфорного ангідриду в подвійному суперфосфаті, склад якого описується формулою Ca(H₂PO₄)₂.
- 9) Який об'єм аміаку (н. у.) можна отримати, якщо подіяти на сіль амонію двома літрами 0,5 н розчину луку.
- 10) Яку суміш називають "царською водою"? Які властивості вона має? Напишіть рівняння реакції взаємодії золота із "царською водою".
- 11) Чому аргентум ортофосфат не можна осадити в сильно кислому або сильнолужному середовищі?
- 12) Допишіть рівняння і підберіть коефіцієнти:

$\text{As} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\text{KMnO}_4 + \text{PH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{NO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$ $\text{PH}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{HNO}_2 \rightarrow$ $\text{W} + \text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow$ $\text{AgNO}_3 \rightarrow$	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KNO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$ $\text{Mg}_3\text{P}_2 + \text{HCl} \rightarrow$ $\text{NH}_3 + \text{HJ} \rightarrow$ $\text{NH}_3 + \text{HClO} \rightarrow$ $\text{CaCN}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\text{CuO} + \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow$ $\text{KNO}_3 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
--	--



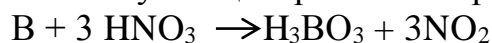
Лабораторна робота № 12

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

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

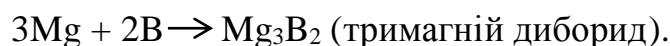
12.2 Короткі теоретичні відомості

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

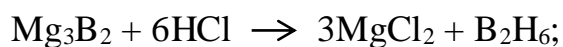


Бор утворює сполуки з sp^2 -гібридними орбіталями. Галіди бору, наприклад BF_3 , легко утворюють стійкі комплексні аніони з к. ч. 4 – $[\text{BF}_4]^-$ за рахунок донорно-акцепторних зв'язків з вакантними орбіталями Бору – акцептора (sp^3 – гібридизація, тетраедрична будова комплексної сполуки). Для 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, кубаніт; 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 $\text{VK} - 6$ („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 p-елементів, неметалів (ns^2np^2). Це класичні елементарні напівпровідники, які різко змінюють електричну провідність за величиною і за характером (p, 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.

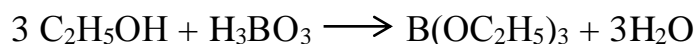
12.3 Експериментальна частина

12.3.1 Одержання борної кислоти і її властивості

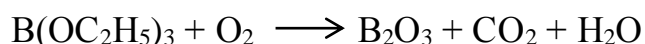
12.3.1.1 Додайте у пробірку 4 – 5 крапель насиченого розчину бури – динатрій тетраборату $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, обережно (витяжна шафа!) прилийте 2 – 3 краплі розчину концентрованої сульфатної кислоти H_2SO_4 . При охолодженні випадають білі кристали борної (боратної) кислоти H_3BO_3 . До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



12.3.1.2 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.

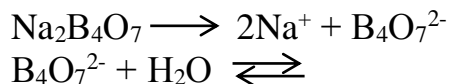


Знайдіть коефіцієнти реакції горіння борноетилового естеру:



12.3.1.3 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

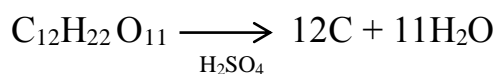
універсального паперу дослідіть рН цього розчину. Яке значення рН він має? Закінчіть рівняння реакції гідролізу бури, у результаті якої утворюється борна кислота і луг.



12.3.2 Властивості сполук Карбону (С)

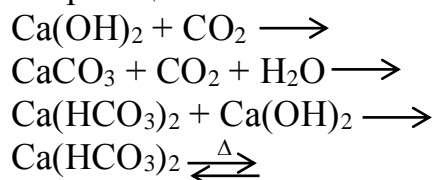
12.3.2.1 Адсорбційні властивості активованого вугілля. Додайте у пробірці до розчину барвника індиго (4 – 5 мл) 0,2 – 0,3 г активованого вугілля, добре збовтайте вміст пробірки і через деякий час відфільтруйте рідину від вугілля. Зверніть увагу на інтенсивність забарвлення фільтрату і поясніть, що відбулося?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

12.3.2.2 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 вгору. Одержується об’ємна маса чорного кольору обвугленого цукру („чортове тістечко”):



12.3.3 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:



12.3.4 Гідроліз натрій карбонату і гідрогенкарбонату

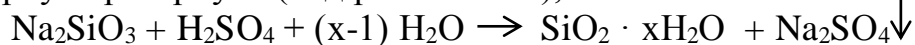
Приготуйте дві пробірки з нейтральним розчином лакмусу (3-4 краплини). У першу пробірку додайте 2 краплини розчину натрій карбонату, у другу - стільки само розчину натрій гідрогенкарбонату. Спостерігайте зміну в забарвленні лакмусу. Запишіть рівняння реакцій гідролізу солей у молекулярній та йонній формах. У якому випадку перебіг гідролізу слабкіший?

12.3.5 Добування силіциду магнію, силану та кремнію

У сухий тигель покладіть суміш, що містить три мікрошпателі діоксиду кремнію (кварцовий пісок) і 4-5 мікрошпателів порошку магнію. Ретельно перемішайте і обережно нагрійте у полум'ї пальника до згорання суміші. Після охолодження невеликий шматочок одержаної маси, що містить кремній, оксид магнію та силіцид магнію, розчиніть в 10-15 краплинах 4 н розчину хлоридної кислоти. Спостерігайте samozапалювання SiH_4 , що виділився при реакції, утворення білого диму SiO_2 та колір порошку кремнію, що залишився на дні тигля. У якому розчиннику він розчиняється? Складіть відповідні рівняння реакцій.

12.3.6 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.



12.3.7 Одержання гелю та золю силікатної кислоти

У першу пробірку внесіть 4-5 краплин натрій силікату і додайте 6-7 краплин 2 н розчину хлоридної кислоти, в другу - 2 краплини насиченого розчину натрій силікату і 4-5 краплин концентрованої хлоридної кислоти. Перемішати вміст пробірок скляною паличкою. Спостерігати утворення гелю кремневої кислоти в першій пробірці та золю - в другій. При нагріванні золь кремневої кислоти переходить у гель. Як називається процес перетворення золю в гель?

Записати рівняння реакції добування кремневої метакислоти H_2SiO_3 .

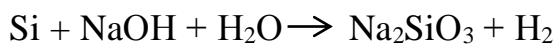
12.3.8 «Силікатний сад»

В стакан налийте 300-400 мл 10% розчину натрій силікату та 50-60 мл розчину хлоридної кислоти (1:3). Поставте стакан на демонстраційний стіл на фоні білого екрану, освітлюйте його лампою і додайте до розчину великі кристали кобальт (II) та ферум (III) хлоридів. Спостерігають швидкий ріст різних за формою та забарвленням дивовижних «рослин». Особливо швидко в цьому розчині ростуть кристали ферум (III) хлориду, оскільки в розчині силікату натрію створюються мембрани, напівпроникні для води, але непроникні для молекул солей.

12.3.9 Взаємодія Силіцію з лугами

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

Методом йонно-електронного балансу знайдіть коефіцієнти у реакції:



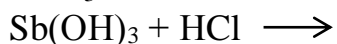
Яким чином можна підтвердити, що газ, який виділяється, являє собою водень?

12.3.10 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 .

12.3.11 Амфотерні властивості $\text{Sb}(\text{OH})_3$

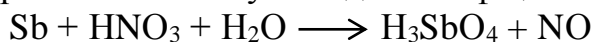
Налійте у пробірку 0,5 – 1 мл розчину SbCl_3 і краплями додавайте розчин NaOH (KOH) до утворення осаду білого кольору. Розділіть осад на дві пробірки і дослідіть розчинність його у кислотах (HCl) і лугах (NaOH). Пам'ятайте, що з надлишком NaOH утворюється натрій діоксостибат (III) (натрій метастибіт). Закінчіть рівняння реакцій:



(розчин натрій метастибіту зберегти!)

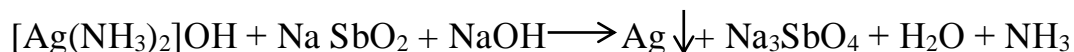
12.3.12 Окиснення Стибію концентрованою HNO_3

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 ?

12.3.13 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 12.3.7). Нагрійте суміш. Спостерігайте утворення осаду металічного Ag темного кольору. Методом йонно-електронного балансу знайдіть коефіцієнти в реакції:



12.3.14 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 12.1).

Таблиця 12.1 – 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

12.4 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 $\text{Sb}(\text{OH})_3$. 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 № 13 Загальні властивості металів

13.1 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

13.2 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:

$$\lambda/\sigma T = \text{const} = 2,4 \cdot 10^{-8}, \text{ В}^2 \cdot \text{град}^{-2} \quad (13.1)$$

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:

$$I = AT^2 e^{\frac{\varphi_e}{RT}}, \text{ А} \cdot \text{см}^{-2} \quad (13.2)$$

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 (13.2) 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: $\text{Sn}+\text{Pb}$, $\text{Bi}+\text{Cd}$. При хімічній взаємодії можуть утворюватися інтерметалічні сполуки: Mg_2Cu , MgCu_2 , Al_6Mn та ін. Близькі за властивостями метали утворюють змішані кристали однорідних сплавів – тверді розчини заміщення та ін. Фізико-хімічний аналіз сплавів розроблено М.С. Курнаковим та Д.А.Черновим.

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

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

$$S = K_T \cdot P_{A_2}^{0,5}, \text{ см}^3 / 100\text{г}, \quad (13.3)$$

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

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

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

13.3 Експериментальна частина

13.3.1 Хімічні властивості металів

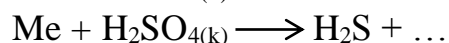
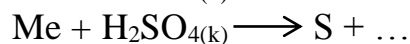
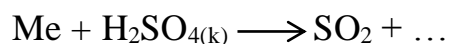
13.3.1.1 Взаємодія активних металів з водою. Повторіть досліди взаємодії лужних металів з водою (див. тему: ”Будова атомів і періодичний закон Д.І.Менделєєва”). Перелічіть усі відомі метали, які за звичайної температури взаємодіють з водою. Поясніть, який метал найбільш енергійно взаємодіє з водою і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

13.3.2 Взаємодія з кислотами

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



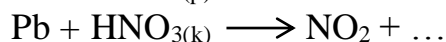
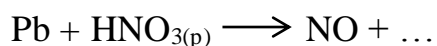
13.3.2.2 Взаємодія з концентрованою H_2SO_4 (витяжна шафа!). Виконайте аналогічний дослід для Zn , Mg , Cu з концентрованою сульфатною кислотою. Що відбувається при цьому? Чи однаковий газ виділяється у пробірках? Що відіграє роль окислювача у цьому випадку? Обчисліть ЕРС реакцій. Закінчіть рівняння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



де $Me = Zn, Mg$

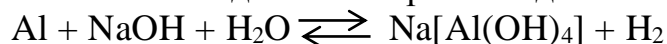


13.3.2.3 Взаємодія з нітратною кислотою. До невеличкої гранули Pb в пробірці додайте кілька крапель HNO_3 (1:1) і нагрійте реакційну суміш (витяжна шафа!). Що спостерігається? Вкажіть окислювач. Обчисліть ЕРС реакції. Зробіть аналогічний дослід (витяжна шафа!) з концентрованою HNO_3 і Pb. Чим відрізняються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



13.3.3 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?

13.4 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 №14

Легкі конструкційні метали Берилій, Магній, Алюміній, Титан

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

14.2 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:

$$T = \sum C_m (Ca^{2+} + Mg^{2+}) \quad (14.1)$$

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 ($1/2 Ca^{2+}$) 20,04 г/м³ та йонів магнію ($1/2 Mg^{2+}$) 12,153 г/м³.

Види твердості води:

- загальна твердість води – сума молярних концентрацій еквівалентів йонів кальцію ($1/2 Ca^{2+}$) і магнію ($1/2 Mg^{2+}$) у воді ($T_з$);
- карбонатна твердість – сума молярних концентрацій еквівалентів карбонатних (CO_3^{2-}) та гідрогенкарбонатних (HCO_3^-) йонів у воді ($T_к$);
- некарбонатна твердість – різниця між загальною та карбонатною твердістю води ($T_{нк}$);

- 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).

14.3 Експериментальна частина

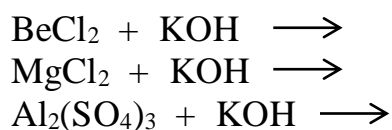
14.3.1 Визначення Алюмінію у сплавах

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.

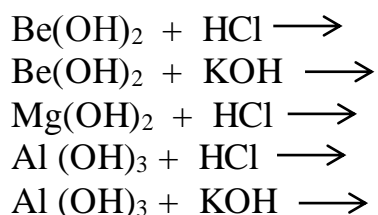
Потім пляму обробляють аміаком, тримаючи фільтрований папір над отвором склянки з розчином NH_3 і змочують зовнішню зону плями розчином алізарину. Після цього пляму знову обробляють парою NH_3 , папір висушують і зовнішню зону плями змочують розчином CH_3COOH з $\text{C}_\text{H} = 1,0$. За наявності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

14.3.2 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:



14.3.3 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+}).

14.3.4 Взаємодія Алюмінію з кислотами

14.3.4.1 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:



14.3.4.2 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).

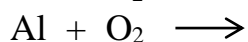
Якщо ж нагріти Al з розчином HNO_3 ($\rho=1,35 \text{ г/см}^3$) до кипіння (витяжна шафа!), то починається бурхлива реакція, яка супроводжується розчиненням алюмінію і виділенням бурої пари NO_2 . Закінчить рівняння хімічних реакцій:



14.3.5 Відношення Алюмінію до води і повітря

14.3.5.1 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?

14.3.5.2 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

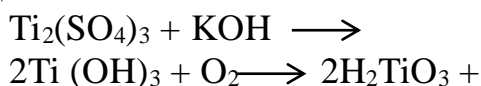
розкладає воду навіть за кімнатної температури [продуктами реакції є $\text{Al}(\text{OH})_3$ і H_2].

14.3.6 Хімічні властивості Титану і його сполук

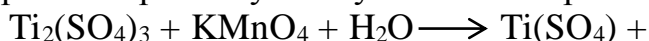
14.3.6.1 У пробірку помістіть 0,1г Титану та декілька крапель розчину H_2SO_4 з $\text{C}_\text{H} = 2,0$. Нагрійте суміш. Спостерігайте утворення фіолетового забарвлення розчину, обумовленого наявністю Ti^{3+} -йона. Розчин зберегти! Закінчіть рівняння хімічної реакції:



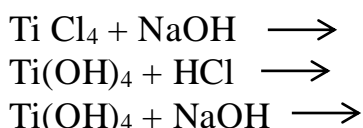
14.3.6.2 До однієї частини розчину з попереднього досліду додайте декілька крапель розчину KOH (NaOH) з таким розрахунком, щоб рН у пробірці мало значення близько 7. Який колір має осад, що випав? Чому він (осад) через деякий час змінює колір на білий? Закінчіть рівняння хімічних реакцій:



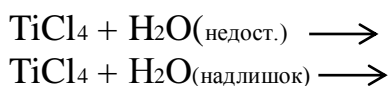
14.3.6.3 До іншої частини розчину з досліду 14.3.6.1 додайте 1-2 краплі розчину KMnO_4 . і 1-2 мл розчину H_2SO_4 з $\text{C}_\text{H} = 2,0$. Спостерігайте миттєве знебарвлення розчину. Чому? Закінчіть рівняння хімічної реакції:



14.3.6.4 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 лугу. Закінчіть рівняння реакцій:



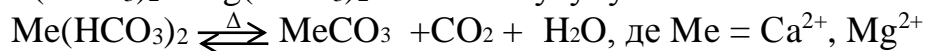
14.3.6.5 Додайте у пробірку 2-3 краплі TiCl_4 і стільки ж крапель води, кип'ятіть суміш протягом 3-5 хвилин, доки розчин не стане мутним. Складіть рівняння реакції гідролізу TiCl_4 (галогенангідрид!). Зважте, що за недостатньої кількості води утворюється титан оксид дихлорид, а з надлишком – орто-титанова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



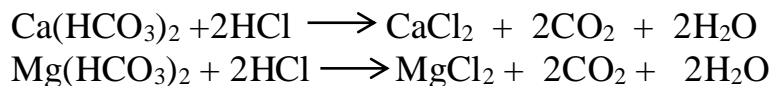
14.3.7 Визначення твердості води

14.3.7.1 Визначення карбонатної твердості води

Тимчасова (усувна) або карбонатна твердість залежить від наявності у воді $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ і $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$. 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 дослідів

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 $C_{\text{H}}=0,1$ 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.

$$T_{\text{K}} = C_{\text{H}(\text{HCl})} \cdot V_{(\text{HCl})} \cdot 10 \text{ моль/м}^3, \quad (14.2)$$

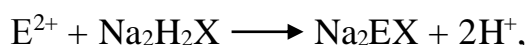
де $C_{\text{H}(\text{HCl})}$ – молярная концентрація еквіваленту розчину HCl (еквівалентність, нормальність); $V_{(\text{HCl})}$ – об'єм кислоти, що витрачено на титрування 100 мл води.

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 $C_{\text{H}} = 0,1$ за наявності металоіндикатору еріохромчорного Т.

Реакція проходить за таким рівнянням:



де $\text{E}^{2+} = \text{Ca}^{2+}, \text{Mg}^{2+}$; $\text{Na}_2\text{H}_2\text{X}$ – трилон Б (двонатрієва сіль етилендіамінотетраоцтової кислоти).

Реакцію здійснюють у слабо лужному середовищі, для створення якого перед титруванням додають буферний розчин (суміш $\text{NH}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$). Еквівалентна маса трилону Б дорівнює $\frac{1}{2}$ молярної маси ($M_{\text{r}} = 372$).

Методика проведення дослідів

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 $C_n = 0,1$). 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:

$$\frac{C_n(\text{тр}) \cdot V(\text{тр}) \cdot 1000}{V(\text{H}_2\text{O})}, \text{ моль/м}^3, \quad (14.3)$$

де $C_n(\text{тр})$ 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.

14.3.7.3 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 14.3.7.2). Порівняйте одержані результати у цих двох дослідів. Запишіть у робочий зошит значення T_z і T_z' (загальну твердість води та води після пом'якшування).

14.4 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 №15

d – Елементи VI В і VII В груп Хром, Молібден, Вольфрам, Манган

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

15.2 Короткі теоретичні відомості

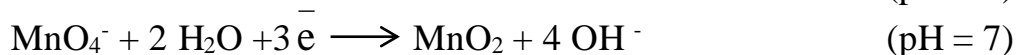
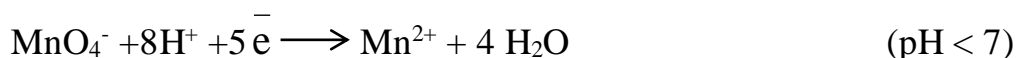
Хром ($4s^1 3d^5$) розчиняється у розбавлених кислотах (HCl , H_2SO_4) з виділенням Гідрогену та утворення солей Cr^{2+} - йона, які забарвлені у блакитний (голубий) колір. Під дією Оксигену повітря відбувається окиснення $\text{Cr}^{2+} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$ (останній більш стійкий у розчині;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

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 – $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, тоді як у лужному середовищі – CrO_2^- (у розплаві лугу) або $[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$ - у розчині лугу.

При окисненні Cr^{3+} - йона утворюється $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ - йон (дихромат – йон, $\text{pH} < 7$) або CrO_4^{2-} - йон (хромат - йон, $\text{pH} > 7$).

Манган має велику спорідненість до Гідрогену, Сульфур, Оксигену, тому знаходить широке застосування у металургійній промисловості. Розчиняється у розбавлених кислотах (HCl , H_2SO_4), що обумовлено низьким значенням електродного потенціалу: $E^{\circ}_{\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}^{\circ}} = -1,18\text{ В}$. 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:



15.3 Експериментальна частина

15.3.1 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

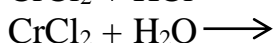
краплю розчину бензидину $C_{12}H_8(NH_2)_2$. Синє забарвлення вказує на наявність у сплаві хрому.

15.3.2 Відношення Хрому до кислот

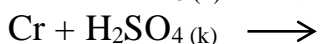
15.3.2.1 У пробірку помістіть невелику кількість (0,05 – 0,1 г) порошку Хрому, налейте 2-3 мл розчину хлоридної (соляної) кислоти і нагрійте суміш. У який колір вона забарвлюється? Закінчіть рівняння реакції:



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 $Cr^{2+}_{(р)} + H^{+}_{(р)} \rightleftharpoons Cr^{3+}_{(р)} + H_{2(г)}$ зміщена в право. Закінчіть рівняння реакцій:

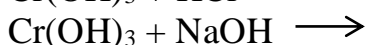


15.3.2.2 Занурте пластинку Хрому у розчин концентрованої HNO_3 (або H_2SO_4), витримайте 2 – 3 хвилини, після чого пластинку ополосніть водою і занурте у пробірку з розчином розбавленої HCl . Чи спостерігається виділення водню? Да, Ні? Чому? Закінчіть рівняння хімічних реакцій:



15.3.3 Властивості сполук Cr^{3+} - йона

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



15.3.3.2 До розчину $Na[Cr(OH)_4]$ 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:

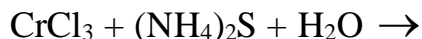


15.3.3.3 Гідроліз солей Cr^{3+} - йона:

а) Дослідити універсальним індикаторним папером рН розчину солі Cr^{3+} - йона: $CrCl_3$, $Cr(NO_3)_3$ або $Cr_2(SO_4)_3$. 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:



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

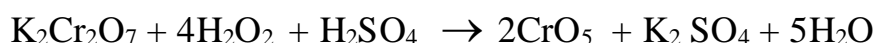
15.3.4.1 У три пробірки додайте 3 – 4 краплі розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ і 2 – 3 краплі розчину розведеної H_2SO_4 (у третю пробірку додайте розчин HCl !). Потім у першу пробірку внесіть декілька кристалів KNO_2 , у другу – Na_2SO_3 і у третю – SnCl_2 . У який колір забарвлюються розчини?

Методом йонно-електронного балансу знайдіть коефіцієнти у реакціях:



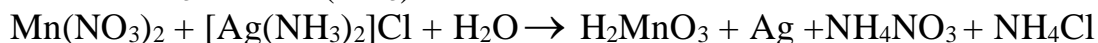
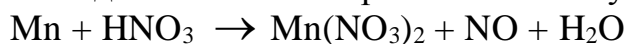
Обчисліть еквівалентну масу $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ у цих реакціях.

15.3.4.2 Утворення пероксиду Хрому CrO_5 . У пробірку додають 0,5 мл H_2O_2 , 0,5 мл розчину сульфатної кислоти H_2SO_4 з $\text{C}_\text{H} = 2,0$ 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:



15.3.5 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:



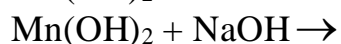
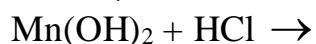
15.3.6 Відношення Мангану до кислот

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:



15.3.7 Властивості сполук Mn^{2+} - йона

13.3.7.1 До розчину $MnSO_4$ (0,5-1 мл) додайте декілька крапель розчину лугу (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:



15.3.7.2 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:



15.3.7.3 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:



15.3.8 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 $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O$]. 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:



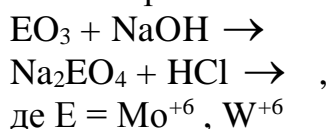
15.3.9 Відношення $KMnO_4$ до нагрівання

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:



15.3.10 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:



15.4 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 №16

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

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

16.2 Короткі теоретичні відомості

Хімічна активність d-елементів VIII В групи значно нижча, ніж у металів IV – VII В груп і знижується від Fe до Ni (обумовлено заповненням d-підрівня: від d^6 у Fe до d^8 у Ni). У ряду напруг Fe , Co і Ni розміщуються до Гідрогену і при взаємодії з розведеними кислотами (HCl , H_2SO_4)

окиснюються H_3O^+ - йонами з виділенням H_2 і утворенням солей Fe^{2+} -, Co^{2+} - і Ni^{2+} - йонів.

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

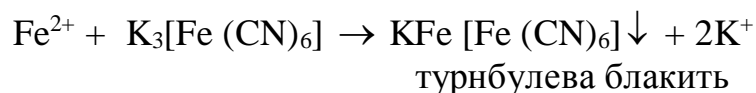
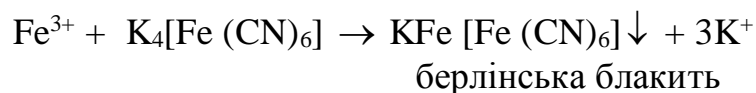
Цим металам властиве утворення чисельних комплексних сполук (у більшості випадків з к. ч. 6) аніонного та катіонного типів. Відомі і неелектроліти, де центральний атом – нейтральний, наприклад, карбоніли: $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$, $[\text{Co}_2(\text{CO})_8]$, $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$.

FeO і $\text{Fe}(\text{OH})_2$ мають основний характер і з кислотами утворюють солі (світло-зеленого кольору у кристалічному стані). Із них найбільше значення набули залізний купорос $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ і сіль Мора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Солі Fe^{2+} - йона поступово окиснюються до солей Fe^{3+} - йона (за $\text{pH} = 7, >7$).

Fe_2O_3 і $\text{Fe}(\text{OH})_3$ мають амфотерний характер, утворюють з кислотами солі, наприклад, FeCl_3 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, а з концентрованими розчинами лугів – феріти, наприклад, NaFeO_2 або $\text{Na}[\text{Fe}(\text{OH})_4]$ (у розчині).

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

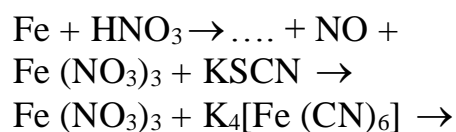
Із комплексних сполук практичне значення мають жовта та червона кров'яна солі $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ і $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, реактиви на Fe^{3+} - і Fe^{2+} - йони:



16.3 Експериментальна частина

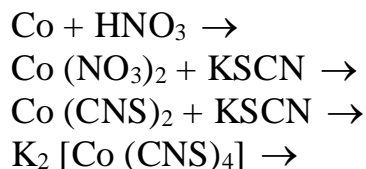
16.3.1 Аналіз сплавів

16.3.1.1 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 капілярно 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:



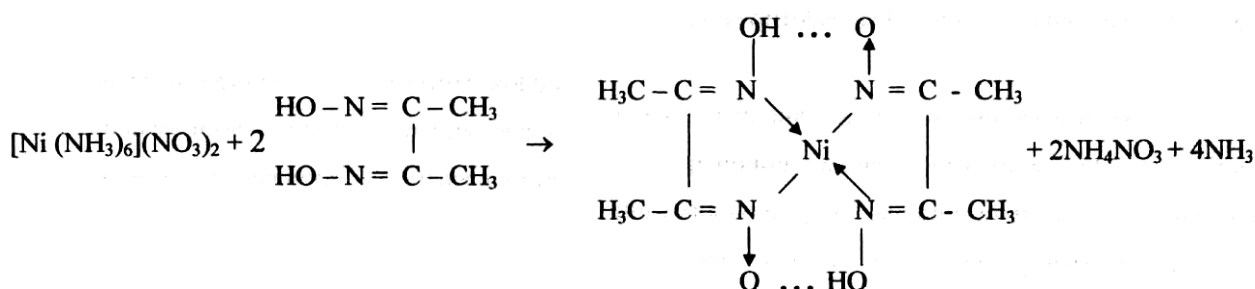
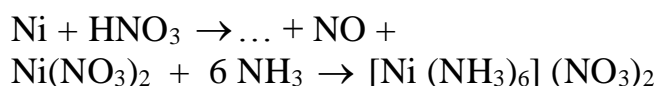
16.3.1.2 Для відкриття Co на чисту поверхню сплаву нанесіть 3-4 краплі концентрованого розчину HNO_3 , додайте через 2-3 хвилини 1-2

краплі води і перенесіть розчин капіляром у пробірку. Потім додайте до неї 3-4 краплі насиченого розчину KSCN (NH₄SCN), 5-6 крапель амілового спирту у суміші з етиловим ефіром (етером), перемішайте суміш. Спиртowo-ефірний шар за наявності Co²⁺ - йонів забарвлюється у синій колір, характерний для [Co (CNS)₄]²⁻ - аніона. Закінчіть рівняння хімічних реакцій:



Примітка: для HSCN таутомерною формою є HCNS.

16.3.1.3 Для відкриття Ni на чисту поверхню сталі нанесіть 2 – 3 краплі розчину HNO₃ (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 Ni²⁺ - йонів утворюється комплексна сполука яскраво червоного кольору:



16.3.2 Відношення Fe, Co і Ni до кислот

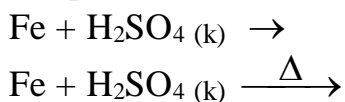
16.3.2.1 Помістіть у пробірку 0,05 – 0,1г Феруму, додайте 2 – 3 мл розведеного розчину HCl. Що спостерігається? Закінчіть рівняння хімічної реакції:



Зберегти одержаний розчин!

16.3.2.2 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:



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



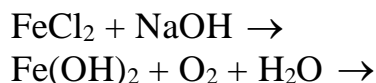
16.3.2.4 Злийте розчин HCl із пробірок досліду в, ретельно промийте метали водою і додайте у кожну пробірку по 3 – 4 мл розбавленого розчину HNO₃. Що відбувається? Закінчіть рівняння реакції:



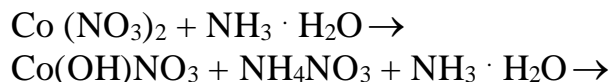
Зберегти одержані розчини!

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

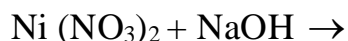
16.3.3.1 До розчину FeCl₂ (див. дослід 16.3.2.1) або декількох кристаликів солі Мора (NH₄)₂SO₄ · FeSO₄ · 6 H₂O у пробірці додайте 4 – 5 крапель розчину NaOH (KOH). Випадає зелений осад ферум (II) гідроксиду, який окиснюється Оксигеном повітря у бурій осад ферум (III) гідроксиду. Закінчіть рівняння реакцій. Знайдіть коефіцієнти методом йонно-електронного балансу:



16.3.3.2 Злийте розчин Co(NO₃)₂ (див. дослід 16.3.2.4) 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:

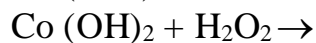
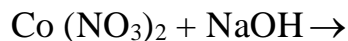


16.3.3.3 Злийте розчин Ni(NO₃)₂ (див. дослід 16.3.2.4) у іншу пробірку і додайте 1 – 2 мл розчину NaOH (KOH). Випадає світло-зеленого кольору осад нікол (II) гідроксиду. Закінчіть рівняння реакції:

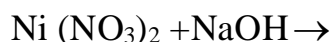


16.3.3.4 Окиснення дигідроксидів Co²⁺ - і Ni²⁺ - йонів до Co³⁺ і Ni³⁺ - йонів:

16.3.3.4.1 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:



16.3.3.4.2 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:



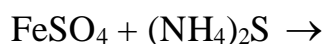
16.3.4 Виявлення Fe^{2+} - йонів

16.3.4.1 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:



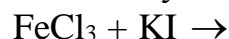
Відмітьте забарвлення осаду.

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



16.3.5 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:



16.3.6 Дослідіть рН розчинів солей Fe^{2+} і Fe^{3+} у реакціях гідролізу

Додайте у дві пробірки по 1 – 2 мл солей Fe^{2+} і Fe^{3+} 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+} (координаційне число дорівнює 6 для обох катіонів).

16.3.7 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 сталю пластинку. Через 30 хвилин вийміть її, промийте водою, висушіть фільтрувальним папером і відполіруйте до блиску. Який висновок можливо зробити при цьому?

16.4 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 сполук: $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ і $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. До яких класів неорганічних сполук води відносяться? Що таке первинна і вторинна дисоціація комплексних сполук?
- 7) Яким чином взаємодіють $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Co}(\text{OH})_3$ і $\text{Ni}(\text{OH})_3$ з розчинами HCl та H_2SO_4 ? Складіть рівняння відповідних реакцій.
- 8) Які сполуки утворюють Fe, Co і Ni з CO? Дайте їм назву.

Лабораторна робота № 17

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

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

17.2 Короткі теоретичні відомості

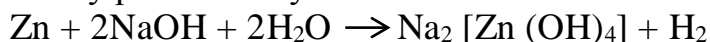
d – елементи підгруп Купруму і Цинку – метали з електронною конфігурацією $[ns^1(n-1)d^{10}]$ і $[ns^2(n-1)d^{10}]$ відповідно. d-Підрівень у атомів елементів підгрупи Купруму нестабільний і в утворенні хімічних зв'язків беруть участь один або два d-електрони. Ступінь окиснення їх має значення: 0 (проста 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 (Hg_2^{+2} як радикал) та +2 (у сполуках Zn, Cd, Hg).

Cu, Ag і Au за тепло- і електропровідністю, а також пластичністю переважають усі метали, але хімічно менш активні. З Оксигеном взаємодіє безпосередньо лише Cu, з Сульфуром – Cu і Ag, а з галогенами – Cu, Ag і Au (останні при нагріванні).

Cu і Ag розчиняються у розведений і концентрований HNO_3 та концентрований H_2SO_4 . Au розчиняється у царській водці (“царській воді”), а також у розчині HCl, насиченого хлором:



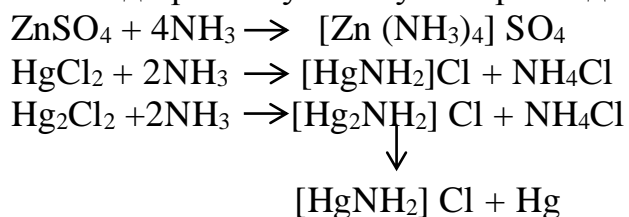
Цинк – хімічно активний метал, легко розчиняється у кислотах та при нагріванні у розчинах лугів:



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

Гідраргірум – малоактивний метал і взаємодіє лише з кислотами – окиснювачами. При взаємодії Hg з розчином HNO_3 утворюються сполуки Hg^{+2} (надлишок кислоти) або сполуки Hg_2^{+2} - радикала (надлишок металу). Сплави Hg з різними металами називаються амальгамами.

Зверніть увагу на різну поведінку солей Zn^{+2} , Cd^{+2} , Hg_2^{+2} і Hg^{+2} по відношенню до розчину аміаку. Наприклад:



17.3 Експериментальна частина

17.3.1 Відновлювані властивості Cu

17.3.1.1 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 H_2SO_4 і у третю – нітратну HNO_3 (витяжна шафа!). Чи в усіх пробірках з'явилось блакитне забарвлення, характерне для $[Cu(H_2O)_4]^{2+}$ - йонів?

Напишіть рівняння взаємодії Cu з розведеною HNO_3 . Зважте, що NO_3^- – йон відновлюється до нітроген (II) оксиду:



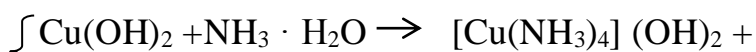
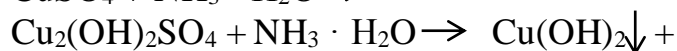
17.3.1.2 Злийте з пробірок розведені кислоти у спеціальну посудину так, щоб метал (Cu) залишився у пробірках, промийте його водою і потім додайте у кожен пробірку по шість крапель концентрованих розчинів цих же кислот (HCl, H₂SO₄, HNO₃). Простежте спочатку, чи відбувається взаємодія за кімнатної температури, 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:



17.3.2 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.



17.3.3 Розчинення цинку у розчинах кислот і лугів

16.3.3.1 Додайте у пробірку 4 – 5 крапель розчину H₂SO₄ 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:



17.3.3.2 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:

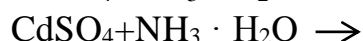
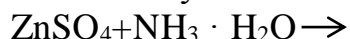
- цинк сульфату, сульфур діоксиду і води;
- цинк сульфату, сульфуру і води;
- цинк сульфату, дигідроген сульфіді і води.

17.3.3.3 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:



17.3.4 Одержання комплексних сполук цинку і кадмію

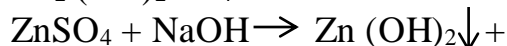
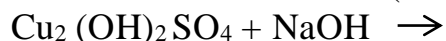
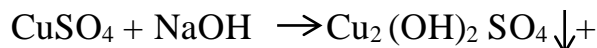
Додайте в одну пробірку 2 – 3 краплі розчину солі Zn^{2+} - йона, а у іншу стільки ж розчину солі Cd^{2+} - йона. Потім додайте у кожну пробірку по дві краплі розчину аміаку з $C_H = 2,0$. Які речовини випадають у осад? Прилийте в обидві пробірки розчин аміаку до повного розчинення осадів. Напишіть рівняння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

17.3.5 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:



17.3.6 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. Закінчить рівняння реакції і пояснить, чому у даному випадку спостерігається виділення газоподібного карбон (IV) оксиду (карбон діоксиду):



17.3.7 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.

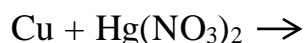
17.3.8 Аналіз латуні (сплав $\text{Cu} + \text{Zn}$) і бронзи (сплав $\text{Cu} + \text{Sn}$)

На чисту поверхню сплаву нанесіть 2 – 3 краплі концентрованого розчину HNO_3 , через 3 – 5 хвилин перенесіть його (розчин) капілярно у пробірку, додайте 2 – 3 краплі води і потім три краплі розчину $\text{K}_2[\text{Hg}(\text{NCS})_4]$. Утворення

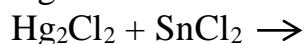
чорно-фіолетового (чорно-блакитного) осаду вказує на те, що сплав – латунь, бронза при цьому дає осад зеленого кольору.

17.3.9 Окиснювальні властивості солей Hg^{+2}

17.3.9.1 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:



17.3.9.2 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):



17.3.10 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.

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

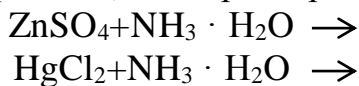
В одну пробірку додайте 3 – 4 краплі розчину ZnSO_4 , а у другу – стільки ж розчину CdSO_4 . Потім у кожну пробірку додайте 3 – 4 краплі розчину $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ (витяжна шафа!). Якого кольору випали осади у пробірках? Чи розчиняються вони у розчині HCl ? Закінчіть рівняння реакцій:



17.4 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 $\text{Zn}(\text{OH})_2$ і $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Які властивості – кислотні чи основні – переважають у $\text{Cu}(\text{OH})_2$? Напишіть рівняння дисоціації $\text{Zn}(\text{OH})_2$.
- 3) Охарактеризуйте кислотно-основні властивості Cu_2O , CuO , Cu_2O_3 .
- 4) Використавши ряд напруг металів, вкажіть, чи можуть Cu і Zn за звичайних умов витіснити H_2 із розведених кислот (HCl , H_2SO_4)? У якій розведеній кислоті розчиняється Cu ? Напишіть рівняння реакцій.
- 5) Який із дигідроксидів - $\text{Zn}(\text{OH})_2$ чи $\text{Cd}(\text{OH})_2$ – проявляє більш основні властивості? Чому?

- 6) Охарактеризуйте аміакати Cu^{2+} – і Zn^{2+} – 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 Zn^{2+} , Cd^{2+} , Hg_2^{2+} і Hg^{2+} з розчинами аміаку? Закінчіть рівняння реакцій, які характеризують таку відмінність:



Лабораторна робота № 18

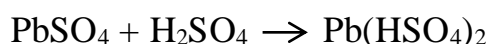
p – елементи IV А групи (Sn, Pb)

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

18.2 Короткі теоретичні відомості

Станум і Плюмбум – p – елементи IV А групи (ns^2np^2). Це – металоїди, які займають проміжне положення між металами і неметалами (професор А.М. Голуб). За фізичними властивостями – це метали, а за хімічними вони нагадують неметали, наприклад, мають ступінь окиснення -4 (SnH_4 , PbH_4). Найхарактерніший ступінь окиснення +2. У ряду $\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Pb}^{2+}$ зменшуються відновлювальні властивості, а окиснювальна активність Pb^{+4} вище, ніж Sn^{+4} .

Метали поступово взаємодіють з розчинами HCl і CH_3COOH (Pb взаємодіє з HCl при нагріванні, оскільки PbCl_2 – малорозчинна речовина). Розведена H_2SO_4 не діє на Pb (захисна плівка PbSO_4 нерозчинна у розведеній кислоті), тоді як у концентрованій кислоті ($\geq 80\%$) 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 .

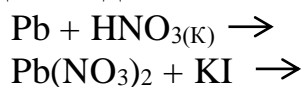
Станум широко застосовується для лудіння (особливо у харчовій промисловості, оскільки Sn інертний до органічних речовин).

Sn і Pb утворюють легкоплавку евтектику – „третник” (за низькотемпературної пайки багатьох металів); входять до складу чисельних сплавів (легкоплавких, антифрикційних). Pb застосовується для виготовлення кислотостійких труб (захист від H_2SO_4), акумуляторів, кабельної ізоляції, захисту від радіоактивного і рентгенівського випромінювання.

18.3 Експериментальна частина

18.3.1 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.

18.3.2 Розчинність Sn і Pb у кислотах

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



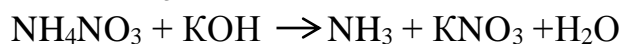
18.3.2.2 Додайте у пробірку невелику кількість Pb (гранулку) і потім 2 – 3 мл розчину концентрованої HNO_3 (витяжна шафа!). Нагрійте суміш. Який газ виділяється? Яке він має забарвлення? Закінчіть рівняння реакції:



18.3.2.3 Додайте у пробірку невелику кількість Pb (гранулку) і 2 – 3 мл розведеного розчину HNO_3 ($C_{\text{н}} = 0,5$). Нагрійте суміш (витяжна шафа!). Закінчіть рівняння реакції, у результаті якої Sn окиснюється до Sn^{2+} , а NO_3^- - йон відновлюється до NH_4^+ - йона:



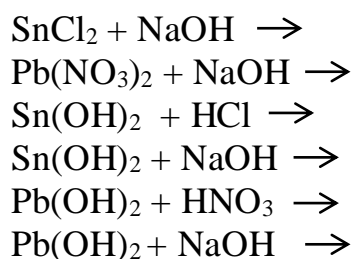
Підтвердіть утворення у даній реакції NH_4NO_3 . Для цього відберіть із пробірки 0,5 – 1 мл одержаного розчину, додайте 2 – 3 краплі концентрованого розчину KOH (NaOH) і нагрійте суміш. Сильні луги розкладають солі амонію з виділенням NH_3 :



Аміак виявіть універсальним індикаторним папірцем, змоченим дистильованою водою (синє забарвлення) або за появою білого „ диму ” NH_4Cl (до отвору пробірки піднесіть скляну паличку, змочену концентрованою HCl):
 $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$ („білий дим”)

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

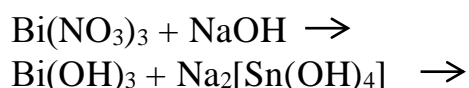
У дві пробірки додайте по 3 – 4 краплі розчинів SnCl_2 і $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ та 2–3 краплі розведеного розчину лугу NaOH (KOH). Відмітьте забарвлення осадів, що випали, та дослідіть розчинність їх у надлишку кислоти і лугу. Закінчіть рівняння реакцій:



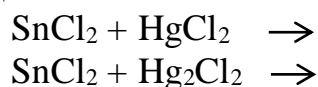
(для останньої реакції зважте, що координаційне число Pb^{2+} дорівнює 3). Чому осад $\text{Pb}(\text{OH})_2$ розчиняють у розчині HNO_3 , а не HCl або H_2SO_4 ? Розчин $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4]$ зберегти!

18.3.4 Відновлювальні властивості солей Sn^{2+} - йона

18.3.4.1 У пробірку з сіллю $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ (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 18.3.3). Якого кольору випадає осад у пробірці? Яка його природа? Закінчіть рівняння реакцій:



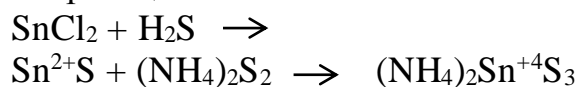
18.3.4.2 Додайте у пробірку 2 – 3 краплі розчину SnCl_2 і краплями розчин сулеми HgCl_2 . Спочатку випадає білий осад каломелі Hg_2Cl_2 . При додаванні надлишку SnCl_2 спостерігайте утворення чорного осаду Hg . Закінчіть рівняння реакцій:



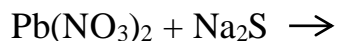
18.3.5 Дія розчинів H_2S і сульфідів лужних металів на солі Sn^{2+} - і Pb^{2+} - йонів

18.3.5.1 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) сульфиду основного характеру, нерозчинний у

розчинах лугів і амоній сульфіді; розчинний у розчині $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2$. Закінчіть рівняння реакцій:



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



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



18.3.6 Одержання п्लюмбум діоксиду і його окиснювальні властивості

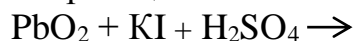
18.3.6.1 Додайте у пробірку 2 мл розчину п्लюмбум (II) ацетату, 3 – 4 мл насиченого розчину хлорного вапна (CaOCl_2) і прокип'ятіть суміш. Після охолодження випадає бурий осад п्लюмбум діоксиду. Осад відфільтруйте і промийте дистильованою водою. Закінчіть рівняння реакції:



18.3.6.2 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:

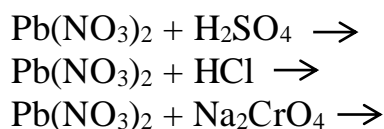


18.3.6.3 До іншої частини осаду додайте 5 – 6 крапель розчину KI і 2 – 3 мл розчину сульфатної кислоти. Нагрійте суміш до кипіння, охолодіть та визначте колір розчину. Якою сполукою обумовлене це забарвлення? Закінчіть рівняння реакції:



18.3.7 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 диплюмбум дигідроксид карбонат). Опишіть колір осадів. Закінчіть рівняння реакцій:





18.4 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 .

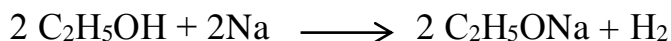
Лабораторна робота № 19

s-Елементи I і II груп головних підгруп

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

19.2 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 – в 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 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$:



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 (див. Додаток Г).

s-Елементи ІА і ІІА груп утворюють одно- і двозарядні йони – Me^+ і Me^{2+} , які мають стійкі восьмиелектронні оболонки (s^2p^6), крім берилію (s^2), великі радіуси, тому проявляють мінімальну поляризуєчу 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 $Be(OH)_2 \longrightarrow Mg(OH)_2 \longrightarrow Ba(OH)_2$ розчинність збільшується. Із нерозчинних солей відомі перхлорати: $KClO_4$, $RbClO_4$, $CsClO_4$, сульфати і карбонати: $BaSO_4$, $SrSO_4$, $CaSO_4$, $VaCO_3$, $SrCO_3$, $CaCO_3$, $MgCO_3$.

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 ІІА 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; $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ – гіпс; CaC_2 – кальцій карбід (добування ацетилену); CaF_2 – флюси, $CaCl_2$ – для осушування газів, охолоджуючі суміші; $CaHPO_4$, $Ca(H_2PO_4)_2$, $Ca_3(PO_4)_2$ – 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), магнезичних і алюмінієвих сплавах.

Магній широко використовується в сплавах, які практично використовуються в 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.

19.3 Експериментальна частина

19.3.1 Взаємодія Na_2O_2 з водою

В 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.

19.3.2 Одержання натрій гідроксиду електролізом розчину натрій хлориду (витяжна шафа!) В 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 катоді рожевих течій, які поступово опускаються вниз? Складіть схему електролізу розчину NaCl . Які окиснювально-відновні реакції проходять на катоді і аноді?

19.3.3 Відновлювальні властивості Na_2O_2

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

19.3.4 Забарвлення полум'я солями літію, натрію та калію Платинову або ніхромову дротинку із зігнутим 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 .

19.3.5 До гарячого розчину магній сульфату додайте розчин натрій карбонату. Випадає осад $(\text{MgOH})_2\text{CO}_3$. Складіть рівняння реакцій в молекулярній і йонній формах.

19.3.6 Порівняльна розчинність сульфатів лужноземельних металів

У три пробірки внесіть відповідно по 1-2 мл солей Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} і в кожному 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 (див. Додаток Г)

19.4 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 над-пероксиду 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.

Правила роботи в лабораторії і техніка безпеки

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

- старанно готуватися до кожного лабораторного заняття;
- стисло записувати в журналі усі спостереження, зроблені під час експерименту;
- усі склянки з реактивами закривати пробками і ставити на постійні, відведені для них місця. Не брати зайву кількість реактивів, а коли це випадково трапиться, не виливати надлишок у загальну склянку, щоб не забруднювати реактив у склянці;
- усі операції з леткими та шкідливими речовинами проводити лише у витяжній шафі;
- ніяких речовин в лабораторії не коштувати на смак. Нюхати речовини можна, лише направляючи на себе пару або газу легким рухом руки, а не нахилиючись до посудини і не вдихаючи на повні груди;
- категорично забороняється затягувати ротом у піпетки кислоти, луги, органічні речовини і їх розчини;
- під час нагрівання рідких і твердих речовин у пробірках і колбах заборонено направляти їх отвори на себе і сусідів, не зазирати зверху у посудину, яка нагрівається відкрито, щоб запобігти можливого враження під час викиду гарячої маси;
- категорично забороняється виливати у раковину концентровані розчини кислот і лугів, а також різноманітні органічні розчинники, сильно пахнучі і 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 дослідження речі;
- вимкнути після роботи електронагрівальні прилади, загасити газові пальники, 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- свій
Cu	29	Купрум, Мідь, Купр	Мідь	Mg	12	Магній	Магній
Dy	66	Диспрозій	Диспрозій	Mn	25	Манган	Марганець
Er	68	Ербій	Ербій	Mo	42	Молібден	Молібден

Продовження таблиці Б.1

1	2	3	4	5	6	7	8
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)	Сульфитна 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 Г

Таблиця Г.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)	Гіпосульфїт; натрій тіосульфат*
Пігменти		
2PbCO ₃ · Pb(OH) ₂ або Pb ₃ (OH) ₂ (CO ₃) ₂	Бісплюмбум (II) карбонат · плюмбум дигідроксид; триплюмбум дигідроксид дикарбонат	Свинцеве білило

Додаток Д

Таблиця Д.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
Сульфітна кислота H_2SO_3	K ₁	$1,6 \cdot 10^{-2}$	1,80
	K ₂	$6,3 \cdot 10^{-8}$	7,21
Сульфідна кислота H_2S	K ₁	$6,0 \cdot 10^{-8}$	7,22
	K ₂	$1,2 \cdot 10^{-15}$	14,92
Форміатна 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
Ціанідна кислота HCN		$7,9 \cdot 10^{-10}$	9,24

Додаток Ж

Таблиця Ж.1 – Стандартні потенціали металічних і газових електродів (Т = 298 К)

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 (Т = 298К)		
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 3

Таблиця 3.1 – 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 I

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, каучуків.
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 при виробництві органічного скла, яке не б'ється.
Бензен C ₆ H ₆	5	Використовується для отримання фенолу, нітробензолу, хлорбензолу, малеїнового ангідриду і т.д.; як розчинник.
Бензойна кислота C ₆ H ₅ COOH	1,5	Застосовується в 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 т.д.
Етан C ₂ H ₆	300	Використовується в техніці для отримання етилену.

Продовження додатка І

1	2	3
Етанол C_2H_5OH	1000	Використовується як розчинник у виробництві фармацевтичних і парфумерних засобів; використовується у спирто-горілчаному виробництві і пивоварінні; як розчинник лаків і політур; для екстрагування.
Етилацетат $CH_3COOC_2H_5$	200	Застосовується в якості розчинника 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 зірваних зеленими фруктів.
Етиленгліколь CH_2OH-CH_2OH	4-5	Використовується для приготування антифризів, виробництва фарб (текстильних, типографських, штемпельних) і т.д.
Етиловий ефір $C_2H_5-O-C_2H_5$	300	Застосовується в якості гарного розчинника. В медицині використовується для наркозу та підсилення серцевої діяльності.
Етилформіат $CH_3COOC_2H_5$	–	Застосовується у виробництві вітаміну В ₁ , як ароматизатор для мила і компонент фруктових есенцій (запах рому).
Ізоамілацетат $CH_3COO(CH_2)_2CH(CH_3)_2$	100	Застосовується як розчинник; в якості пахучої речовини в кондитерському виробництві та миловарінні (грушева есенція).
Йодоформ CHI_3	–	Застосовується як антисептик в 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 т.д.
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 додатка І

1	2	3
Мурашина кислота HCOOH	1	Застосовується замість оцтової кислоти при фарбування тканин, в шкіряному виробництві; в консервному, спиртовому виробництвах, пивоварінні. Застосовується в медицині для виготовлення каталізаторів та в багатьох синтезах.
Оцтовий альдегід (ацетальдегід, етаналь) CH_3CHO	5	Використовується в промислових масштабах для отримання оцтової кислоти, оцтового ангідриду, етилового, бутилового спиртів та ряду інших розчинників.
Оцтова кислота CH_3COOH	5	Застосовується при фарбуванні; в шкіряному виробництві; для отримання складних ефірів, що застосовуються як розчинники в лакофарбовій промисловості; як есенція в харчовій промисловості і т.д. 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 в синтезі гербіцидів, консервантів, полімерних матеріалів.
Пірокатехін (1,2-дигідробензен) $\text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})_2$	–	Застосовується в 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; в аналітичній хімії; для синтезу фарбників, стабілізаторів, пластифікаторів.

Продовження додатка І

1	2	3
Саліцилова кислота о- $\text{HO-C}_6\text{H}_4\text{COOH}$	–	Застосовується у фармацевтичному виробництві для отримання аспірину; в анілофарбовому виробництві.
Тетрахлорметан CCl_4	20	Використовується як розчинник для вилучення жирів і масел із рослин, для видалення жирових плям з тканин; в 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 анілофарбової 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.

Рекомендована література

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

Зміст

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 Електролітична дисоціація. Розчини електролітів. Кислотно-основна рівновага.....	15
Лабораторна робота № 6 Комплексні сполуки.....	20
Лабораторна робота № 7 Окисно-відновні реакції.....	25
Лабораторна робота № 8 Електрохімічні процеси.....	30
Лабораторна робота № 9 Елементи VII-A групи	35
Лабораторна робота № 10 Елементи VI-A групи (Оксиген, Сульфур та їх сполуки).....	41
Лабораторна робота №11 Елементи V-A групи (Нітроген та Фосфор).....	48
Лабораторна робота № 12 Інструментальні, абразивні та напівпровідникові матеріали (B, C, Si, Ge, Sb).....	55
Лабораторна робота № 13 Загальні властивості металів.....	60
Лабораторна робота №14 Легкі конструкційні метали Берилій, Магній, Алюміній, Титан.....	64
Лабораторна робота №15 d – Елементи VI B і VII B груп Хром, Молібден, Вольфрам, Манган.....	70
Лабораторна робота №16 d – Елементи VIII B групи і їх сполуки Ферум, Кобальт, ікол.....	74
Лабораторна робота № 17 d – елементи I B і II B груп (Підгрупа Купруму і Цинку).....	79
Лабораторна робота № 18 p – елементи IV A групи (Sn, Pb).....	84
Лабораторна робота № 19 s-Елементи I і II груп головних підгруп.....	88
Додатки	92
Рекомендована література	103