

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ, МОЛОДІ ТА СПОРТУ УКРАЇНИ
ДЕРЖАВНИЙ ВИЩИЙ НАВЧАЛЬНИЙ ЗАКЛАД
«НАЦІОНАЛЬНИЙ ГІРНИЧИЙ УНІВЕРСИТЕТ»

ХІМІЯ

**МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ
до виконання лабораторних робіт з дисципліни**

студентами всіх спеціальностей

Дніпропетровськ
2012

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ, МОЛОДІ ТА СПОРТУ УКРАЇНИ
ДЕРЖАВНИЙ ВИЩИЙ НАВЧАЛЬНИЙ ЗАКЛАД
«НАЦІОНАЛЬНИЙ ГІРНИЧИЙ УНІВЕРСИТЕТ»



ГЕОЛОГОРОЗВІДУВАЛЬНИЙ ФАКУЛЬТЕТ

Кафедра хімії

ХІМІЯ

**МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ
до виконання лабораторних робіт з дисципліни**

студентами всіх спеціальностей

Дніпропетровськ
НГУ
2012

Хімія. Методичні рекомендації до виконання лабораторних робіт з дисципліни студентами усіх спеціальностей / О.І. Темченко, О.Б. Нетяга, Г.В. Тарасова. – Д.: Національний гірничий університет, 2012. – 36 с.

Упорядники:

О.І. Темченко, канд. техн. наук, доцент (лабораторні роботи № 1 – 5);

О.Б. Нетяга, старш. викл. (передмова, техніка безпеки, лабораторні роботи № 10 – 13);

Г.В. Тарасова, асистент (лабораторні роботи № 6 – 9).

Затверджено редакційною радою ДВНЗ «Національний гірничий університет» (протокол № 6 від 28.06.2012) за поданням кафедри хімії (протокол № 9 від 22.05.2012).

Розглянуто теоретичні положення та наведено методики виконання лабораторних робіт з курсу «Хімія». До кожної роботи подано контрольні питання й завдання для самостійної роботи.

Відповідальний за випуск завідувач кафедри хімії, канд. хім. наук,
проф. П.О. Єгоров.

ПЕРЕДМОВА

Лабораторна робота з хімії – форма навчального заняття, в процесі якого студент під керівництвом викладача особисто проводить хімічні досліди з метою практичного підтвердження окремих теоретичних положень. При цьому студент набуває навичок роботи з лабораторним обладнанням та реактивами, опановує методику експериментальних досліджень, вчиться самостійно розв'язувати дослідницькі й розрахункові задачі.

Дидактичні цілі проведення лабораторних робіт з дисципліни «Хімія»:

- опанування методів експериментальних досліджень (підготовка та проведення хімічних дослідів, аналіз й обробка їх результатів);
- формування навичок використання спеціального обладнання та оволодіння специфікою практичної роботи;
- засвоєння безпечних методів проведення хімічного експерименту;
- більш глибоке засвоєння теоретичного матеріалу завдяки його практичному застосуванню.

Отримані на понятійно-аналітичному рівні уміння та навички є суттєвим компонентом компетенції фахівця.

Відповідальність за організацію проведення лабораторних робіт несе викладач, саме він зобов'язаний створити для цього відповідні умови, передбачити необхідне матеріально-технічне, методичне та інформаційне забезпечення.

Студент під час проведення лабораторних робіт повинен:

- обов'язково й ретельно дотримуватись правил охорони праці;
- ознайомитись із методичними рекомендаціями до проведення лабораторних робіт;
- виконати лабораторну роботу за відповідною методикою;
- скласти звіт про виконання лабораторної роботи;
- захистити результати лабораторної роботи;
- одержати оцінку за лабораторний модуль через відповідну форму модульного контролю (захист звітів про лабораторні роботи).

Викладач повинен:

- організувати належне методичне, інформаційне та матеріально-технічне забезпечення проведення лабораторних занять за вимогами правил охорони праці;
- провести інструктаж студентів щодо правил безпечного виконання лабораторних робіт;
- керувати проведенням лабораторної роботи;
- здійснити поточний контроль опанування студентами методики проведення хімічних дослідів;
- забезпечити дотримання правил охорони праці при виконанні кожного лабораторного дослідження;
- скласти графік консультацій; чітко його дотримуватись;

– оцінити навчальну діяльність студента в опануванні лабораторного модуля.

Вимоги до оформлення навчальних документів:

Під час виконання лабораторної роботи студенти повинні вести записи в лабораторному журналі та скласти звіт.

Структура звіту:

Рекомендується складати звіт з лабораторної роботи в такій послідовності:

- тема;
- мета лабораторної роботи;
- обладнання й реактиви;
- методика досліджень (умови, за яких проводиться дослід, схеми приладів);
- протокол досліджень (спостереження, рівняння реакцій, таблиці);
- обробка результатів експерименту (розрахунки за формулами);
- висновки.

ПОРЯДОК РОБОТИ Й ПРАВИЛА ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ У ХІМІЧНИХ ЛАБОРАТОРІЯХ

1. Під час проведення дослідів уважно спостерігають за всіма змінами, що відбуваються з речовинами в процесі реакції.

2. Необхідні для роботи хімічні реактиви розташовують на столах, а реактиви загального користування – у витяжній шафі.

3. Після використання розчину склянку з його залишком закривають і ставлять на місце.

4. Заборонено зливати невикористаний реактив у ту саму склянку.

5. Заборонено виставляти з витяжної шафи на робочі місця реактиви загального користування.

6. Досліди з отруйними та з тими, що мають різкий запах, речовинами проводять у витяжній шафі.

7. При нагріванні рідини пробірку тримають отвором убік від себе та присутніх.

8. Під час виконання дослідів стежать, щоб хімічні реактиви не потрапили на обличчя, руки, одяг.

9. При визначенні виду газу за запахом його струмінь спрямовують рухом руки від пробірки до себе.

10. Сульфатну кислоту розводять, додаючи її малими порціями до води (а не навпаки!) та постійно перемішуючи.

11. Не можна схилитися над рідиною під час її нагрівання.

Лабораторна робота № 1

ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ ЕКВІВАЛЕНТА МЕТАЛУ

Теоретичні положення

Еквівалент речовини – це така її кількість, що сполучається з одним моєм атомів водню або заміщує таку саму кількість атомів водню у хімічних реакціях.

Наприклад:



Молярна маса еквівалента – це маса одного еквівалента речовини. Молярна маса еквівалента водню дорівнює 1 г/моль, а кисню – 8 г/моль. Молярний об'єм еквівалента водню за нормальних умов (н. у.) дорівнює 11,2 л/моль, а кисню – 5,6 л/моль. Молярну масу еквівалента простої речовини можна розрахувати, якщо поділити її молярну масу на валентність, тобто

$$M_{\text{ек}} = M / V.$$

Існують різні способи визначення молярних мас еквівалентів: за реакціями приєднання, розкладу, заміщення, обміну та електрохімічним методом.

У даній роботі користуються методом визначення молярної маси еквівалента металу за об'ємом водню, який виділяється при розчиненні металу в кислоті.

Мета роботи: опанувати метод визначення еквівалентної маси металу застосовуючи закон еквівалентів; набути навичок безпечного проведення хімічного досліду та оволодіти методами обчислювання отриманих даних.

Постановка завдання

Дано: наважка металу цинку.

Визначити: молярну масу еквівалента цинку за об'ємом водню, який витісняється в процесі реакції.

Приладдя та реактиви: прилад для визначення молярної маси еквівалента металу, термометр, барометр, хлоридна кислота, дистильована вода.

Методика дослідження

Щоб визначити молярну масу еквівалента металу, застосовують прилад, який складається із бюретки Б₁, воронки Б₂ та пробірки П, що з'єднані між собою гумовими трубками (рис.1). Бюретка й воронка заповнені водою.

Спочатку перевіряють герметичність приладу. Для цього воронку опускають на 10 – 15 см, спостерігаючи за рівнем води в бюретці. Якщо прилад герметичний, то рівень води в бюретці трохи знизиться, а потім залишиться без

змін. Переконавшись у герметичності приладу, відкривають пробку в пробірці, встановлюють воронку в таке положення, щоб вода в ній займала приблизно 1/3 об'єму, а рівень води в бюретці був би на 1 мл нижчим від нуля. Покази визначають, фіксуючи нижній край меніску води в бюретці.

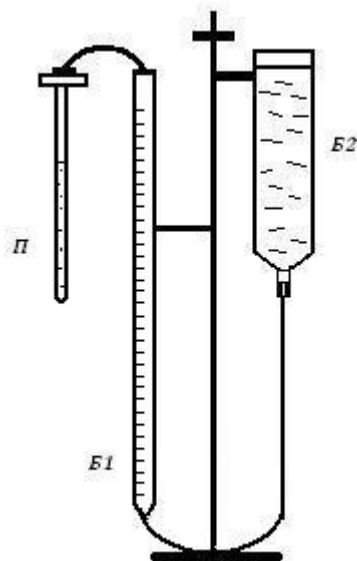


Рис.1. Схема приладу для визначення молярної маси еквівалента металу

Пробірку заповнюють на 1/3 об'єму кислотою. Закривають пробірку пробкою та записують показник рівня води V_1 в бюретці в таблицю спостережень (табл. 1). Знову відкривають пробірку, нахиляють її та поміщають біля краю отвору підготовану наважку цинку. Закривають пробірку пробкою, струшують її, занурюючи метал у кислоту.

Виділений водень витисняє воду із бюретки у воронку. Коли метал повністю прореагує з кислотою, пробірці дають охолонути до кімнатної температури, а потім урівноважують рівні води в бюретці й воронці. Знімають та записують покази рівня води в бюретці V_2 . Різниця між величинами V_1 та V_2 дорівнюватиме об'єму виділеного водню.

У табл. 1 вносять покази термометра, барометра та величину тиску водяної пари відповідно до температури досліду (табл. 2)

Таблиця 1

m, г	V_1 , мл	V_2 , мл	$V(\text{H}_2)$, л	$P_{\text{атм.}}$, кПа	$P_{\text{пари}}$, кПа	$P(\text{H}_2)$, кПа	T, (K) (273 + t°C)
---------	---------------	---------------	------------------------	----------------------------	----------------------------	--------------------------	-----------------------

Обробка результатів експерименту

Користуючись отриманими експериментальними даними, виконують обчислення за наведеними нижче формулами.

1. Об'єм виділеного водню

$$V(\text{H}_2) = V_2 - V_1.$$

2. Абсолютна температура

$$T = 273 + t \text{ } ^\circ\text{C}.$$

3. Тиск водню

$$P(\text{H}_2) = P_{\text{атм}} - P_{\text{насих.вод. пари}}, \text{ кПа}.$$

4. Об'єм водню привести до нормальних умов (маючи на увазі, що $P_0 = 101,3 \text{ кПа}$ або 760 мм рт. ст. і $T_0 = 273 \text{ К}$) згідно з об'єднаним газовим законом $\frac{PV}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0}$.

Таким чином,

$$V_0(\text{H}_2) = \frac{P(\text{H}_2) \cdot V(\text{H}_2) \cdot T_0}{P_0 \cdot T}.$$

5. Дослідне значення молярної маси еквівалента цинку обчислюємо, користуючись законом еквівалентів, а саме:

$$\frac{m(\text{Zn})}{M_{\text{ек досл}}(\text{Zn})} = \frac{V_0(\text{H}_2)}{11,2}.$$

6. Відносну похибку визначення молярної маси еквівалента цинку розраховуємо за такою формулою:

$$\Delta = \pm \frac{M_{\text{ек теор}}(\text{Zn}) - M_{\text{ек досл}}(\text{Zn})}{M_{\text{ек теор}}(\text{Zn})} \cdot 100, \%$$

тут

$$M_{\text{ек теор}}(\text{Zn}) = \frac{M(\text{Zn})}{\nu} = \frac{65,39}{2} = 32,695 \text{ г/моль}.$$

Таблиця 2

T, К	P, кПа	T, К	P, кПа	T, К	P, кПа
283	1,22	290	1,93	297	2,97
284	1,31	291	2,03	298	3,16
285	1,40	292	2,19	299	3,34
286	1,49	293	2,34	300	3,58
287	1,59	294	2,48	301	3,89
288	1,70	295	2,64	302	4,00
289	1,82	296	2,80	303	4,24

Контрольні питання й завдання для самостійної роботи

1. Дайте визначення молярної маси еквівалента. У яких одиницях вона вимірюється?

2. Яким чином обчислюють молярну масу еквівалента оксиду металу, коли відома молярна маса еквівалента елемента, сполученого з киснем?
3. Наведіть математичне вираження закону еквівалентів для газової системи.
4. Що називається еквівалентом речовини?
5. Сформулюйте закон еквівалентів.
6. Визначте молярну масу еквівалента алюміній оксиду.

Лабораторна робота № 2

ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ КАРБОН (IV) ОКСИДУ

Теоретичні положення

Молярна маса – це маса одного молю речовини, або маса $6,02 \cdot 10^{23}$ його частинок. Позначається молярна маса літерою M з формулою речовини в дужках. Наприклад, $M(\text{CO})$.

Для обчислення молярної маси газів використовують **рівняння Менделєєва – Клапейрона**:

$$pV = \frac{m}{M}RT, \text{ звідси } M = \frac{mRT}{pV},$$

де p – тиск газу або пари, Па; ($1,013 \cdot 10^5$ Па = 101,3 кПа = 760 мм рт. ст. = 1 атм);
 V – об'єм газу або пари, м^3 ; m – маса газу або пари, г; M – молярна маса газу, г/моль; T – абсолютна температура системи ($t \text{ } ^\circ\text{C} + 273$), К; R – універсальна газова стала, яка дорівнює 8,314 Дж/моль·К.

Мета роботи: оволодіти методом визначення молярної маси газоподібної речовини, набути навичок зважування речовин на лабораторних вагах четвертого класу.

Постановка завдання

Визначити: молярну масу карбон (IV) оксиду (вуглекислого газу), який отримують у лабораторних умовах.

Приладдя та реактиви: лабораторні ваги четвертого класу, апарат Кіппа, дві склянки, колба, термометр, барометр, сульфатна кислота, дистильована вода.

Методика дослідження

Для визначення молярної маси вуглекислого газу користуються приладом (рис. 2), що складається з апарата Кіппа 1, склянок 2, 3, наповнених відповідно розчинами NaHCO_3 й сульфатною кислотою (для осушення газу та його очистки) і плоскодонної колби 4 місткістю 250 – 500 мл.

Чисту та суху колбу щільно закривають гумовою пробкою і зважують на лабораторних вагах з точністю до 0,01 г (m_1), відмічають рівень, до якого доходить пробка у горлі колби.

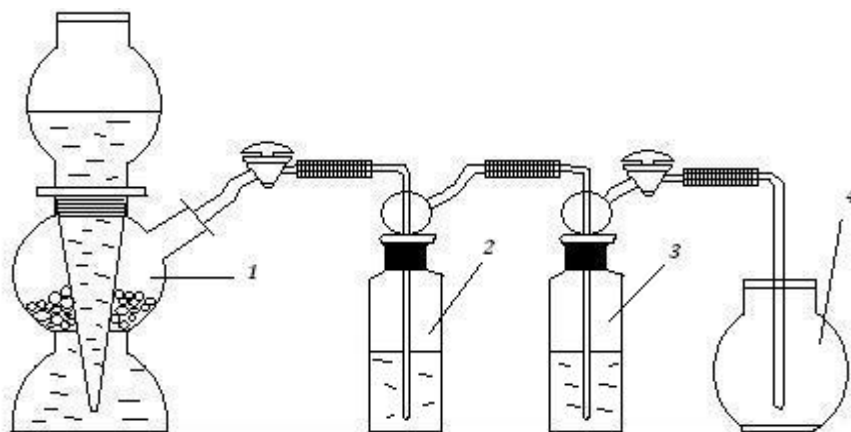


Рис. 2. Схема приладу для отримання вуглекислого газу

Після цього наповнюють колбу вуглекислим газом з апарата Кіппа протягом 3...4 хв. Зважують колбу з вуглекислим газом на лабораторних вагах (m_2). Вимірюють об'єм колби, наповнюючи її водою до мітки. Воду переливають у мірний циліндр. Об'єм води V дорівнює об'єму вуглекислого газу. Фіксують і заносять у табл. 3 дані про температуру, атмосферний тиск та об'єм вуглекислого газу.

Таблиця 3

Параметри вимірів	Числові значення
Маса колби з повітрям (m_1), г	
Маса колби з вуглекислим газом (m_2), г	
Об'єм колби = об'єму газу (V), м ³	
Температура, за якої проводили дослід, К	
Атмосферний тиск, Па	

Обробка результатів експерименту

Використовуючи експериментальні дані, виконати обчислення за наведеними нижче формулами:

1. Маса вуглекислого газу

$$m(\text{CO}_2) = m_2 - m_1 + m_{\text{пов}},$$

де $m_{\text{пов}}$ – маса повітря в об'ємі колби.

2. Маса повітря за рівнянням Менделєєва – Клапейрона (молярна маса повітря $M_{\text{пов}} = 29$ г/моль)

$$m_{\text{пов}} = \frac{PVM_{\text{пов}}}{RT}, \text{ г.}$$

3. Дослідне значення молярної маси CO_2

$$M_{\text{досл}}(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)RT}{PV}, \text{ г/моль.}$$

4. Відносна похибка

$$\Delta = \pm \frac{M_{\text{теор}}(\text{CO}_2) - M_{\text{досл}}(\text{CO}_2)}{M_{\text{теор}}(\text{CO}_2)} \cdot 100, \%$$

Контрольні питання й завдання для самостійної роботи

1. Визначте масу однієї атомної одиниці маси.
2. Що являє собою моль, відносна молекулярна та молярна маса речовини?

Лабораторна робота № 3

ВИЗНАЧЕННЯ КІЛЬКІСНОГО СКЛАДУ ХІМІЧНОЇ СПОЛУКИ ТА ВИВЕДЕННЯ ЇЇ ФОРМУЛИ

Теоретичні положення

Кількісний склад хімічної сполуки – це відношення величин маси елементів, які входять у неї. Кількісний склад виражається в одиницях маси або у відсотках. Хімічний склад сполуки записують хімічною формулою, для виведення якої треба експериментально визначити молярну масу та кількісний склад першої. Хімічну формулу виводять, враховуючи кількісний склад речовини та молярну масу кожного з елементів. Така формула є найпростішою.

Мета роботи: опанувати методику визначення кількісного складу хімічної сполуки та виведення її формули.

Постановка завдання

Дано: кристалогідрати – кальцинована сода, барій хлорид, купрум (II) сульфат.

Визначити кількісний склад і вивести формули кристалогідратів, використовуючи їх здатність втрачати кристалізаційну воду при нагріванні.

Приладдя та реактиви: лабораторні ваги четвертого класу, прожарені фарфорові тиглі, пальник, ексикатор.

Методика дослідження

Кристалогідрати при прожарюванні втрачають воду і створюють безводні солі. Температуру прожарювання обирають таку, щоб не допустити розкладу речовин.

Дослідження виконують у такій послідовності:

1. Зважують на лабораторних вагах фарфоровий тигель з точністю до 0,01 г (m_1).

2. Поміщають у тигель 1,0 – 1,5 г перекристалізованого кристалогідрату й зважують тигель із сіллю на тих самих вагах (m_2).

3. Поміщають тигель на фарфоровий трикутник і прожарюють його спочатку на малому, а потім на більш сильному полум'ї пальника 15 – 20 хв.

4. Розігрітий тигель з прожареною сіллю поміщають в ексікатор для охолодження.

5. Зважують охолоджений тигель із сіллю на тих самих вагах (m_3).

6. Повторюють прожарювання тиглю з сіллю 10 хв і після охолодження його в ексікаторі знову зважують. Якщо результати зважування відрізняються не більш ніж на 0,01 г, то прожарювання закінчують. У протилежному випадку прожарювання та зважування повторюють ще раз. Отримані дані заносять у табл. 4.

Таблиця 4

Маса, г	Числові значення
Тигля (m_1)	
Тигля з кристалогідратом (m_2)	
Тигля з прожареною сіллю (m_3)	
Кристалогідрату ($m = m_2 - m_1$)	
Безводної солі ($m_0 = m_3 - m_1$)	

За отриманими даними обчислюють кількість молів води, що припадає на 1 моль безводної солі, та складають формулу кристалогідрату.

Контрольні питання й завдання для самостійної роботи

1. Складіть найпростіші формули поданих нижче речовин за таким кількісним складом, %:

а) Калію – 26,5; Хрому – 35,4; Оксигену – 38,1;

б) Натрію – 32,8; Алюмінію – 12,9; Флуору – 54,3.

2. Складіть формулу кристалогідрату солі $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, коли відомо, що з 0,9664 г її кристалогідрату після прожарювання отримали 0,750 г безводної солі.

Лабораторна робота № 4

ХІМІЧНА КІНЕТИКА

Теоретичні положення

Хімічна кінетика – це вчення про швидкість хімічних реакцій. Швидкість хімічних реакцій вимірюється зміною концентрації кожної з реагуючих речовин за одиницю часу за умови незмінного об'єму реагуючої системи. При цьому здебільшого користуються молярною концентрацією. Одиницями часу обирають секунди, хвилини, години залежно від швидкості перебігу реакції. Доцільно співвідносити зміну концентрації з нескінченно малими проміжками часу та визначати істинну швидкість реакції v як похідну від концентрації за часом, а саме

$$v = dC / dt.$$

Між швидкістю й часом перебігу реакції існує обернено пропорційна залежність. Швидкість хімічних реакцій як правило нерівномірна й зумовлена природою реагуючих речовин, їх концентрацією, температурою та наявністю каталізатора.

Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин виражається **законом дії мас**, за яким швидкість реакції прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у степенях, які чисельно дорівнюють їх стехіометричним коефіцієнтам, тобто

$$v = k [A]^m [B]^n,$$

де $[A]$, $[B]$ – концентрації реагуючих речовин А і В; m , n – стехіометричні коефіцієнти; k – константа швидкості, що залежить від природи реагуючих речовин.

Кількісно величина k дорівнює швидкості реакції за умови, що добуток концентрацій реагуючих речовин дорівнює одиниці.

Концентрації твердих речовин у виразі для визначення швидкості реакції не враховуються.

Вплив температури на швидкість реакції визначається за **правилом Вант-Гоффа**: при зростанні температури на кожні 10 градусів швидкість реакції збільшується в 2 – 4 рази, а саме:

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

де v_2 – швидкість реакції при температурі t_2 ; v_1 – швидкість реакції при температурі t_1 ; γ – температурний коефіцієнт Вант-Гоффа (змінюється від 2 до 4, що зумовлено природою реагуючих речовин).

Тиск впливає тільки на швидкість реакцій між газоподібними речовинами. З підвищенням тиску швидкість таких реакцій зростає.

Мета роботи: опанувати метод дослідження впливу деяких факторів на швидкість хімічних реакцій.

Постановка завдання

Дано: розчини натрій тіосульфату та сульфатної кислоти.

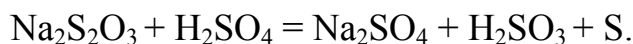
Дослідити: вплив зміни концентрації натрій тіосульфату й температури системи на швидкість реакції.

Приладдя та реактиви: пробірки, секундомір, термометр, склянка з водою.

Методика дослідження

1. Вплив концентрації речовин на швидкість реакції

Взаємодія натрій тіосульфату з сульфатною кислотою відбувається за такою схемою:



Як бачимо, внаслідок появи вільної сірки утворюється опалесцюючий розчин.

У три пробірки наливають відповідно 9, 6 і 3 мл $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. До другої й третьої пробірок додають 3 і 6 мл води. Затим у першу пробірку додають 3 мл H_2SO_4 . За секундоміром відлічують час з моменту зливання розчинів до появи каламуті. Послідовно в другу й третю пробірки додають по 3 мл H_2SO_4 . Пробірки струшують та фіксують час появи каламуті у всіх трьох випадках при однаковому ступені помутніння. Дані заносять у табл. 5.

Таблиця 5

№ досліду	Об'єм, мл			$\tau, \text{с}$	$\nu = 1/\tau$	$C_{\text{відн}}$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4			
1	9	0	3			1
2	6	3	3			2/3
3	3	6	3			1/3

Приймаючи концентрацію в першій пробірці за одиницю, отримують у другій і третій пробірках відносні концентрації речовин 2/3 і 1/3. За отриманими даними будують графік залежності між відносною швидкістю реакції ($\nu = 1/\tau$) та відносною концентрацією розчину $C_{\text{відн}}$ й роблять відповідний висновок.

2. Вплив температури на швидкість реакції

У три пробірки наливають по 5 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, а в інші три – по 5 мл розчину H_2SO_4 . Пробірки групують у пари (кислота – тіосульфат). Термометр і першу пару пробірок поміщають у склянку з водою кімнатної температури. Через 3 – 5 хв зливають вміст однієї пробірки в другу, струшують та фіксують час від початку змішування до появи білої каламуті.

Другу пару пробірок поміщають у воду, температура якої на 10 °С вища, ніж у попередньому досліді, третю – у водне середовище, де температура ще на 10 °С вища.

Останні два досліди проводять аналогічно першому. Усі дані заносять у табл. 6.

Таблиця 6

№ досліду	t, °С	τ, с	v=1/τ	γ
-----------	-------	------	-------	---

За результатами одержаних даних роблять відповідний висновок.

Контрольні питання й завдання для самостійної роботи

1. Як зміниться швидкість реакції при зростанні температури від 50 до 100 °С, якщо температурний коефіцієнт дорівнює 2?
2. Яким чином зміниться швидкість реакції: $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$, коли збільшити концентрацію NO і O₂ в 3 рази?
3. Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2,4. При якій температурі треба проводити реакцію для зниження її швидкості в 10 разів (початкова температура реакції 60 °С)?

Лабораторна робота № 5

ВИЗНАЧЕННЯ КОНСТАНТИ ШВИДКОСТІ КАТАЛІТИЧНОГО РОЗКЛАДАННЯ ВОДЕНЬ ПЕРОКСИДУ

Теоретичні положення

Каталізаторами називають речовини, що змінюють швидкість реакції, а самі залишаються до кінця реакції хімічно та кількісно незмінними.

Розрізняють **каталіз гомогенний і гетерогенний**. У першому випадку реагуючі речовини й каталізатор перебувають в одній фазі, у другому – в різних. Велике значення при гетерогенному каталізі має адсорбція.

Каталіз набуває широкого застосування в практиці, зокрема для виробництва сульфатної та нітратної кислот, аміаку, різних органічних і високомолекулярних сполук. При цьому каталізаторами часто бувають платина, родій, залізо, оксиди ванадію, алюмінію, мангану та ін.

У даній роботі пропонується виміряти швидкість розкладання водень пероксиду в присутності каталізатора при кімнатній температурі. Реакція розкладання може бути записана у вигляді таких рівнянь:



Можна припустити, що сумарна швидкість реакції визначається першою стадією як більш повільною, тому її величина залежить від концентрації водень пероксиду, а саме:

$$V_1 = k_1 C (\text{H}_2\text{O}_2) . \quad (3)$$

У розведених розчинах його розкладання зумовлене нестійкістю самих молекул H_2O_2 і відбувається за рівнянням (1). Отже, розкладання водень пероксиду являє собою реакцію першого порядку.

Вимірювання швидкості розкладання водень пероксиду базується на визначенні його концентрації в будь-який момент. Через постійне зменшення концентрації H_2O_2 швидкість реакції поступово зменшується, тому вона максимальна на початку реакції і прямує до нуля в кінці реакції. Спостерігати зміну швидкості реакції зручніше за об'ємом кисню, що виділяється.

У зв'язку з тим, що швидкість розкладання пероксиду в розведених розчинах невелика, реакцію здійснюють у присутності каталізатора – манган (IV) оксиду.

Мета роботи – закріпити теоретичні знання з розділу «Хімічна кінетика».

Постановка завдання

Дано: 3%-ний розчин водень пероксиду.

Визначити: швидкість розкладання водень пероксиду в розведених розчинах за наявності каталізатора.

Приладдя та реактиви: прилад для визначення молярної маси еквівалента металу, мірний циліндр, скляна паличка, дистильована вода, клей БФ, каталізатор (порошок MnO_2).

Методика дослідження

Кількість водень пероксиду, що розклався на даний момент, визначають на приладі, що використовувався при визначенні молярної маси еквівалента металу (рис.1).

Скляну паличку довжиною 1 – 2 см занурюють самим кінчиком у розчин колодію чи клею БФ. Дають стекти надлишку клею, потім торкаються ним поверхні тонко подрібненого порошку MnO_2 – каталізатора, щоб кілька його частинок прилипло до палички. Дають підсохнути 5 – 10 хв.

За допомогою мірного циліндру наливають у пробірку 3 мл 3%-ного розчину H_2O_2 і додають 5 мл дистильованої води.

Перевіряють прилад на герметичність. Доводять тиск у пробірці до атмосферного (рівень води в бюретці та воронці повинен бути однаковим). Записують показання рівня.

Від'єднують пробірку від приладу й опускають у її бічне відгалуження скляну паличку з каталізатором. Тримаючи пробірку в похилому положенні, приєднують її до приладу. Встановлюють пробірку вертикально, щоб паличка з каталізатором опинилась на дні пробірки й одночасно секундоміром визначають час початку реакції. Кисень, що виділяється внаслідок розкладання

H_2O_2 , витісняє воду з бюретки. Воронку при цьому опускають і під час досліду намагаються підтримувати рівень води в ній та в бюретці однаковим, щоб тиск газу всередині приладу був увесь час близьким до атмосферного. Перші 10 хв записують показання рівня води в бюретці щохвилини, протягом наступних 10 хв – кожні 2 хв і ще півгодини – кожні 5 хв. Дослід можна закінчити, коли за 10 хв рівень води в бюретці змінюється не більш ніж на 0,1 – 0,2 мл.

До кінця досліду реакція значно сповільнюється і щоб визначити об'єм кисню, який виділився внаслідок практично повного розкладання H_2O_2 , потрібні були б десятки годин. Щоб прискорити кінець реакції, пробірку із реакційною сумішшю, не від'єднуючи від приладу, опускають у склянку з гарячою водою (80 – 90 °С).

Після закінчення реакції (приблизно через 10 – 15 хв) приладу дають охолонути, доводять тиск до атмосферного і записують об'єм кисню, який виділився.

Обробка результатів і розрахунок константи швидкості реакції

При обробці результатів досліду вважають, що розкладання водень пероксиду являє собою реакцію першого порядку. Це підтверджується значеннями констант швидкості реакції, обчислених за рівнянням (3).

Для реакції першого порядку швидкість визначають за таким рівнянням:

$$V = k C (\text{H}_2\text{O}_2) = - dC/dt. \quad (4)$$

Далі переписують рівняння (4) в такому вигляді:

$$dC/C = - k dt \quad (5)$$

Узявши невизначений інтеграл, тобто

$$\int dC/C = - \int k dt,$$

отримують, що

$$\ln C = - kt + B, \quad (6)$$

де B – константа інтегрування. У початковий момент, коли $t = 0$ концентрація $C(\text{H}_2\text{O}_2) = C_0$.

Підставляючи в рівняння (6) значення відповідних величин, одержують залежність концентрації від часу для реакції першого порядку, тобто

$$\begin{aligned} \ln C_0 &= B; \\ \ln C &= - kt + \ln C_0; \\ \ln C_0/C &= kt; \\ 2,303 \lg C_0/C &= kt, \end{aligned} \quad (7)$$

де C_0 – вихідна концентрація водень пероксиду; C – концентрація водень пероксиду, що не розклався до моменту t ; k – константа швидкості.

Перейдемо від визначення концентрації водень пероксиду до обчислення отриманого в досліді об'єму кисню. Нехай після нагрівання повний об'єм кисню дорівнює кінцевому об'єму кисню V_k , що відповідає всій кількості водень пероксиду, яка була на момент початку реакції (t_0 , C_0). Користуючись стехіометричним рівнянням розкладання, тобто



обчислимо масу H_2O_2 , а саме:

$$x = \frac{34,0 \cdot 2V_k}{22400}, \text{ г } \text{H}_2\text{O}_2.$$

Таким чином, величина x – це маса H_2O_2 при t_0 , як бачимо $x = C_0$. Нехай на будь-який момент t отримано V_t мл кисню. Аналогічний розрахунок дозволяє визначити масу водень пероксиду, що розклався на момент t (y), а саме:

$$y = \frac{34,0 \cdot 2V_t}{22400}, \text{ г } \text{H}_2\text{O}_2.$$

Обчисливши різницю між C_0 і y , можна визначити масу водень пероксиду, що не розклався на момент t , тобто

$$C = C_0 - x; \quad (C = x - y).$$

Підставляючи значення величин C_0 і C у кінетичне рівняння(7), отримаємо

$$k = \frac{2,303}{t} \lg \frac{V_k}{V_k - V_t}.$$

Користуючись результатами обчислень, будують графік залежності об'єму кисню, що виділився, від часу, для чого на осі абсцис відкладають час (хв), а на осі ординат – об'єм кисню (мл). На отриманій кривій вибирають три точки і розраховують для них константи швидкості реакції.

Контрольні питання та завдання для самостійної роботи

1. Наведіть приклади застосування адсорбції у виробничих процесах.
2. Як змінюється енергія активації хімічних реакцій у присутності каталізатора?
3. Наведіть приклади гомогенного й гетерогенного каталізу.

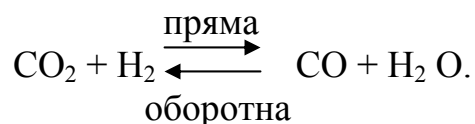
Лабораторна робота № 6

ВИЗНАЧЕННЯ КОНСТАНТИ РІВНОВАГИ РЕАКЦІЇ ВЗАЄМОДІЇ ФЕРУМ (III) ХЛОРИДУ З КАЛІЙ ЙОДИДОМ

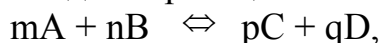
Теоретичні положення

При розгляді хімічної рівноваги велике значення має поняття *оборотності реакції*.

В оборотних реакціях отримані речовини, взаємодіючи між собою, знову утворюють вихідні речовини. Наприклад:



Знак оборотності \rightleftharpoons показує, що така реакція не йде до кінця. Під *хімічною рівновагою* розуміють такий стан оборотної системи, при якому швидкість прямої та зворотної реакцій однакова. Вираз для визначення *константи рівноваги* K_p відповідний реакції:



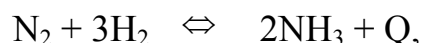
буде таким:

$$K_p = \frac{[\text{C}]^p [\text{D}]^q}{[\text{A}]^m [\text{B}]^n}.$$

Із наведеного рівняння видно, що хімічна рівновага настає в той момент, коли відношення добутку концентрацій отриманих речовин до добутку концентрацій вихідних речовин буде дорівнювати деякій сталій величині K_p .

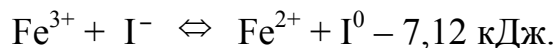
Зміна умов (концентрацій реагуючих речовин, температури, тиску), за яких система перебуває в стані хімічної рівноваги, приведе до її порушення чи зміщення. Зміщення хімічної рівноваги підлягає *принципу Ле-Шательє*: якщо на систему, що перебуває у стані рівноваги, подіяти ззовні (змінити концентрацію реагуючих речовин, температуру, тиск), то в системі відбуватимуться зміни, що послаблюють цю дію. Інакше кажучи, система перейде з одного стану рівноваги в інший, який відповідатиме новим умовам. Це пов'язано з тим, що зовнішня дія по-різному змінює швидкість двох протилежно спрямованих процесів.

Розглянемо вплив різних чинників на стан хімічної рівноваги. Наприклад, у такій реакції:



збільшення концентрації азоту чи водню, а також підвищення тиску зміщує рівновагу вправо; підвищення температури – вліво, тобто в бік ендотермічної реакції.

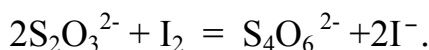
Визначення константи рівноваги оборотної реакції розглянемо на прикладі: у розчині реакція між Fe^{3+} та I^- -іонами відбувається за таким рівнянням:



Константа рівноваги даної реакції

$$K_p = \frac{[\text{Fe}^{2+}][\text{I}^0]}{[\text{Fe}^{3+}][\text{I}^-]}.$$

Для визначення величини K_p необхідно встановити рівноважні концентрації реагуючих речовин. Зокрема, щоб обчислити цей показник йоду, використовують реакцію між іонами тіосульфату і йодом, тобто



Кінець цієї реакції фіксують у момент зникнення синього забарвлення йодокрохмальної сполуки, яку утворюють атоми йоду з крохмалем.

Визначивши концентрацію йоду за допомогою титрування розчином тіосульфату, знайдемо рівноважну концентрацію іонів Fe^{2+} .

За цими даними розраховують концентрації іонів Fe^{3+} та I^- , використовуючи їх початкові значення. У рівноважному стані концентрації цих іонів не змінюються. Для визначення такого стану вимірюють концентрацію йоду доти, поки вона не стане постійною.

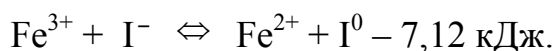
Такі виміри проводять через 5, 15, 30, 60, 120 і 130 хв. від моменту початку дослід; причому як правило рівновага настає через 2 год.

Мета роботи: практичне опанування методикою визначення K_p на конкретному прикладі оборотної реакції.

Постановка завдання

Дано: 0,01М розчин натрій тіосульфату, 0,02М розчин калій йодиду, 0,04М розчин ферум (III) хлориду.

Визначити: константу рівноваги такої реакції:



Приладдя та реактиви: бюретка, колба, розчин крохмалю.

Методика дослідження

Бюретку наповнюють до нульової позначки 0,01М розчином натрій тіосульфату $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. У колбі змішують 100 мл 0,02М розчину калій йодиду і 100 мл 0,04М розчину FeCl_3 , далі відбирають 25 мл отриманої суміші. Через 5 хв після моменту змішування розчинів додають кілька крапель розчину крохмалю.

Після появи синього забарвлення розчин титрують якомога швидше до зникнення кольору, постійно струшуючи колбу. Якщо титрування зроблено правильно, то забарвлення відразу ж з'являється знову. Записують об'єм (у мл) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, витраченого на титрування. У такий спосіб роблять титрування через 15, 30, 60, 120 і 130 хв від моменту змішування розчинів.

Якщо результати двох наступних титрувань будуть відрізнятися не більше ніж на 0,2 – 0,4 мл, то фіксують настання рівноваги. За отриманими результатами будують криву залежності об'єму натрій тіосульфату, що витратили на титрування розчину, від часу та обчислюють константу рівноваги.

Обробка результатів експерименту

Приклад розрахунку. Припустимо, що в умовах хімічної рівноваги на 25 мл суміші було витрачено 17,4 мл 0,01н. розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Концентрацію йоду в літрі розчину розраховують за такою формулою:

$$V_1 \cdot C_{н1} = V_2 \cdot C_{н2},$$

де V_1 – об'єм $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (17,4 мл); $C_{н1}$ – концентрація $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (0,01н.); V_2 – об'єм розчину, витраченого на титрування (25 мл). Підставляючи числові значення, отримуємо такий результат:

$$[I^0] = C_{н2} = \frac{V_1 \cdot C_{н1}}{V_2} = \frac{17,4 \cdot 0,01}{25} = 0,0069 \text{ моль/л.}$$

За рівнянням реакції на один моль атомів йоду припадає один моль іонів Fe^{3+} , тому концентрація $[\text{Fe}^{2+}]_p$ також дорівнює 0,0069 моль/л.

Рівноважна концентрація йодид-іону буде дорівнювати різниці між вихідною та рівноважною концентраціями атомів йоду, тобто

$$[I^-]_p = 0,01 - 0,0069 = 0,0031 \text{ моль/л.}$$

Аналогічно розраховують рівноважну концентрацію $[\text{Fe}^{3+}]_p$:

$$[\text{Fe}^{3+}]_p = 0,02 - 0,0069 = 0,0131 \text{ моль/л.}$$

Тоді константа рівноваги $K_p = \frac{0,0069 \cdot 0,0069}{0,0031 \cdot 0,0131} = 1,16$.

Контрольні питання й завдання для самостійної роботи

1. Які хімічні реакції називають оборотними?
2. Які фактори впливають на зміщення хімічної рівноваги в оборотних процесах?

3. Від яких чинників залежить константа хімічної рівноваги?

Лабораторна робота № 7

ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНІВ І ВИЗНАЧЕННЯ ЇХ КОНЦЕНТРАЦІЙ

Теоретичні положення

Істинним розчином називають гомогенну систему змінного складу, у яку входить два й більше компонентів.

Концентрація виражає відношення кількості розчиненої речовини до кількості розчину чи розчинника. Найбільш поширеними способами вираження концентрації розчинів є процентна концентрація C_p , молярна концентрація C_m , нормальна концентрація C_n , моляльна C_g і титр T .

Молярна концентрація C_m показує кількість молів розчиненої речовини, що міститься в 1 л розчину.

Нормальна концентрація C_n показує кількість молів еквівалентів розчиненої речовини, що міститься в 1 л розчину.

Моляльна концентрація C_g показує кількість молів розчиненої речовини, що міститься в 1 кг розчинника.

Титр (T) показує кількість грамів розчиненої речовини, що міститься в 1 мл розчину.

Мета роботи: оволодіти технікою приготування розчинів, засвоїти способи вираження їх концентрацій.

Постановка завдання

Дано: розчини нітратної кислоти й лугу.

Розрахувати: нормальність приготованого розчину нітратної кислоти.

Приладдя та реактиви: бюретка, конічна колба, піпетка, ареометр, індикатор фенолфталеїн.

Методика дослідження

Приготування 0,1н. розчину нітратної кислоти. Нітратну кислоту наливають у мірний циліндр і визначають її густину за допомогою ареометра. За довідковою таблицею визначають масову частку HNO_3 , що відповідає встановленій густині.

Користуючись величинами густини та масової частки, розраховують об'єм вихідної нітратної кислоти, потрібний для приготування 250 мл 0,1н. розчину. За допомогою бюретки відмірюють розрахований об'єм кислоти в мірну колбу місткістю 250 мл, доливають до мітки дистильованою водою, закривають пробкою та ретельно перемішують. Унаслідок цього одержують 0,1н. розчин HNO_3 . Через недосвідченість експериментатора (неточність при відмірюванні бюреткою кислоти, у доведенні її рівня до потрібної позначки), отриманий розчин кислоти може не відповідати нормальності 0,1 н. Тому для одержання більш точного значення концентрації розчину кислоти його титрують розчином лугу відомої концентрації.

Для цього піпеткою відбирають у конічну колбу 25 мл розчину HNO_3 , додають 2 – 3 краплі індикатора фенолфталеїну і з бюретки краплями доливають розчин лугу до появи стійкого рожевого забарвлення. Цей процес називають **титруванням**. Титрування повторюють ще два рази. Результати двох останніх титрувань не повинні відрізнятись більш ніж на 0,1 мл. Далі розраховують середнє значення об'єму розчину лугу, що витратили на титрування, а потім нормальність приготованого розчину кислоти за такою формулою:

$$\frac{C_{\text{H}1}}{V_2} = \frac{C_{\text{H}2}}{V_1},$$

де $C_{\text{H}1}$, V_1 – концентрація та об'єм кислоти, $C_{\text{H}2}$, V_2 – концентрація та об'єм лугу.

Контрольні питання й завдання для самостійної роботи

1. Розрахувати молярну, нормальну та моляльну концентрації 20%-ного розчину хлоридної кислоти.
2. Який об'єм 0,1н. розчину H_2SO_4 можна приготувати з 2 л 2М розчину?
3. Яку масу KOH потрібно розчинити у воді, щоб одержати 200 мл 2н. розчину?

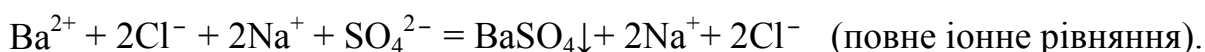
Лабораторна робота № 8

ІОННІ РЕАКЦІЇ

Теоретичні положення

У розчинах електролітів хімічні реакції проходять при взаємодії іонів тільки в тих випадках, коли внаслідок реакції утворюються **важкорозчинні речовини**, що випадають в осад, **леткі** (газоподібні) сполуки або **слабкодисоційовані речовини**. За таких умов рівняння записуються в молекулярній та іонній формах.

В іонних рівняннях сильні електроліти мають бути записані у вигляді іонів, а слабкі, важкорозчинні й газоподібні сполуки – у вигляді молекул. Наприклад:



Іони натрію і хлору не беруть участі в цьому процесі. Перепишемо останнє рівняння без цих іонів, тоді



Мета роботи: опанувати методику виконання хімічного експерименту взаємодії електролітів і складання рівнянь реакцій у молекулярній та іонній формах.

Постановка завдання

Дано: розчини електролітів NH_4Cl , NaOH , CH_3COONa , H_2SO_4 , BaCl_2 , Na_2SO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, FeSO_4 , CuSO_4 , Na_2S .

Приладдя та реактиви: пробірки, пальник, розчини солей, лугів і кислот.

Методика дослідження

1. Іонні реакції з утворенням слабого електроліту

а) Уводять у пробірку кілька кристалів амоній хлориду й доливають 2–3 мл розчину натрій гідроксиду. Злегка нагрівають пробірку. За запахом визначають, який газ при цьому виділився. Складають рівняння реакції.

б) У пробірку з розчином натрій ацетату доливають сульфатну кислоту. За запахом визначають присутність оцтової кислоти. Складають рівняння реакції.

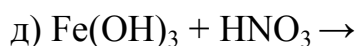
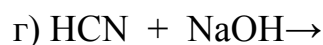
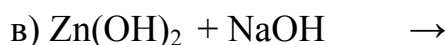
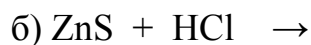
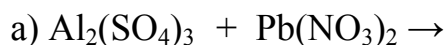
2. Іонні реакції з утворенням осадів

а) Наливають у три пробірки по кілька крапель розчину барій хлориду і додають в одну з них розчин натрій сульфату, в другу – розчин сульфатної кислоти, у третю – розчин алюміній сульфату. Спостерігають появу однакових осадів. Складають рівняння реакцій.

б) У першу пробірку додають 2 – 3 краплі розчину ферум (II) сульфату, а в другу – таку саму кількість розчину купрум (II) сульфату. В обидві пробірки доливають розчин натрій сульфіді. Складають рівняння реакцій.

Контрольні питання й завдання для самостійної роботи

1. У яких випадках мають місце реакції між розчинами електролітів?
2. Скласти молекулярні й іонні рівняння для таких реакцій:



Лабораторна робота № 9

ІОННИЙ ДОБУТОК ВОДИ. ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Теоретичні положення

Вода – дуже слабкий електроліт. Незначною мірою вона дисоціює на такі іони:



Застосувавши закон дії мас до цього оборотного процесу, одержимо вираз константи дисоціації H_2O

$$K_d = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}.$$

При температурі 22°C $K_d(\text{H}_2\text{O}) = 1,8 \cdot 10^{-16}$. Із виразу K_d знайдемо добуток рівноважних концентрацій іонів H^+ і OH^- , тобто

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} [\text{H}_2\text{O}].$$

Оскільки іонів водню й гідроксиду у воді незначна кількість, то практично вона буде існувати у вигляді молекул, і тому число молів води в 1 л дорівнює її масі, поділеній на молярну масу (густина води становить 1г/см^3), тобто

$$\begin{aligned} [\text{H}_2\text{O}] &= 1000/18 = 55,56 \text{ моль}; \\ [\text{H}^+][\text{OH}^-] &= 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 10^{-14}; \\ [\text{H}^+][\text{OH}^-] &= 10^{-14}. \end{aligned}$$

Отримане значення *іонного добутку води* є сталою величиною для даної температури.

Кількість іонів водню й гідроксиду в нейтральному розчині однакова, а саме:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

Концентрацію іонів H^+ розраховують за такою формулою:

$$[\text{H}^+] = C_m \alpha k,$$

де C_m – молярна концентрація, моль/л; α – ступінь дисоціації; k – кількість іонів H^+ , що утворюються при дисоціації однієї молекули кислоти.

За концентрацією іонів водню в розчині судять про характер середовища, зокрема

$$[\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ – нейтральне;}$$

$$[H^+] > 10^{-7} \text{ – кисле;}$$

$$[H^+] < 10^{-7} \text{ – лужне.}$$

Але зручніше характеризувати середовище не за концентрацією іонів водню, а за її десятковим логарифмом з протилежним знаком. Цю величину називають **водневим показником**, а саме:

$$pH = -\lg[H^+].$$

Якщо pH розчину дорівнює 7, то це середовище нейтральне, pH > 7 – лужне, pH < 7 – кисле. Практично pH змінюється в межах від 0 до 14. Іноді за аналогією з водневим показником визначають **гідроксильний показник**, тобто

$$pOH = -\lg[OH^-]$$

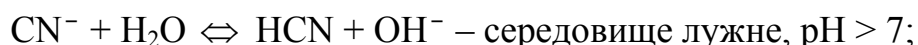
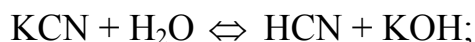
Для будь-якого водного розчину при 22 °С

$$pH + pOH = 14.$$

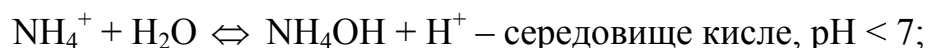
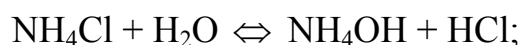
Середовище можна також характеризувати за допомогою кислотно-основних індикаторів. Найбільш поширеними серед них є лакмус, фенолфталеїн і метилоранж.

Гідролізом солей називається взаємодія іонів солі з водою. Можливі такі варіанти гідролізу:

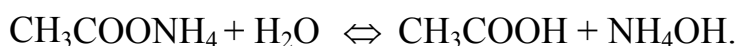
а) сіль, утворена сильною основою і слабкою кислотою:



б) сіль, утворена слабкою основою і сильною кислотою:



в) сіль, утворена слабкою кислотою і слабкою основою:

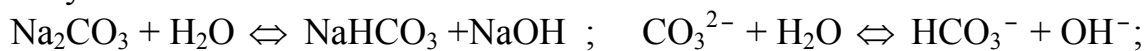


Кислотність середовища зумовлена відносною силою слабкої кислоти або слабкої основи, що утворюються внаслідок гідролізу.

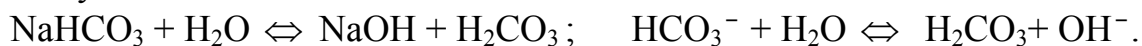
Солі, утворені сильними кислотами й сильними основами, практично гідролізу не піддаються.

При гідролізі солей слабких багатоосновних кислот реакція проходить таким чином, що на першому ступені в розчині утворюються кислі солі, а на другому – слабкі кислоти, тобто

I ступінь

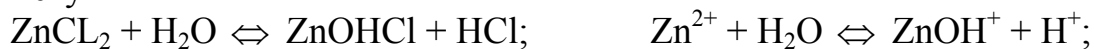


II ступінь

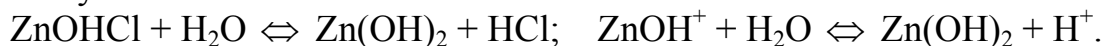


Якщо сіль утворена слабкою багатокислотою основою, то гідроліз також відбувається ступінчасто, зокрема для ZnCl_2 :

I ступінь



II ступінь



Мета роботи: дослідити процеси гідролізу в розчинах солей.

Постановка завдання

Дано: розчини солей цинк сульфату та натрій карбонату, дистильована вода.

Визначити: водневий показник середовища розчинів і скласти молекулярні та іонні рівняння гідролізу солей.

Приладдя та реактиви: пробірки, пальник, індикаторний папірець, розчин натрій ацетату, лакмус, фенолфталеїн, метилоранж.

Методика дослідження

1. Забарвлення індикаторів у різних середовищах

У шість пробірок помістити по 10 крапель дистильованої води й додати по 1 – 2 краплі: у перші дві – розчин лакмусу, у наступні дві – розчин метилоранжу, а в решту – розчин фенолфталеїну. Позначити в табл. 7 забарвлення цих розчинів у нейтральному середовищі.

Додати у перші з трьох пар пробірок по кілька крапель розчину лугу й зафіксувати в таблиці їх забарвлення.

В останні три пробірки додати по кілька крапель кислоти й також зафіксувати в таблиці забарвлення розчинів.

Таблиця 7

Назва індикаторів	Забарвлення розчинів		
	кисле	нейтральне	лужне
Лакмус			
Фенолфталеїн			
Метилоранж			

2. Визначення рН за допомогою універсального індикатора

У чотири пробірки налити невелику кількість: у першу 0,1н. розчину хлоридної кислоти, у другу – 0,1н. розчину оцтової кислоти, у третю – 0,1н. розчину амоній гідроксиду, у четверту – дистильованої води. Виміряти рН перелічених розчинів за допомогою універсального індикаторного папірця.

3. Гідроліз солей

У три пробірки налити по кілька крапель: у першу – дистильованої води, у другу – розчину цинк сульфату, у третю – розчину натрій карбонату. У кожен з пробірок додати по 1 – 2 краплі лакмусу. Порівняти забарвлення розчинів і визначити, яке це середовище. Скласти молекулярні та іонні рівняння гідролізу солей.

4. Вплив температури на гідроліз солей

До розчину натрій ацетату додати 1 – 2 краплі фенолфталеїну. Визначити інтенсивність забарвлення розчину. Нагріти пробірку до кипіння й знову зафіксувати інтенсивність забарвлення розчину.

Контрольні питання й завдання для самостійної роботи

1. Визначити рН розчину й характер середовища, у якому молярна концентрація іонів H^+ дорівнює $2,8 \cdot 10^{-3}$ моль/л.
2. Показник рН = 9,05. Чому дорівнюють $[OH^-]$ і $[H^+]$?
3. Яке середовище будуть мати розчини солей: $AlCl_3$, Na_3PO_4 , $NaHCO_3$? Напишіть молекулярні та іонні рівняння гідролізу.

Лабораторна робота № 10

КОЛОЇДНІ РОЗЧИНИ

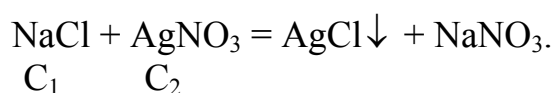
Теоретичні положення

Дисперсними називають такі системи, у яких одна речовина розподілена в іншій у вигляді дуже дрібних частинок.

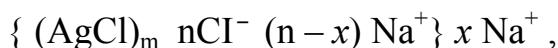
Розподілену речовину називають **дисперсною фазою**, а речовина, у якій вона перебуває, – **дисперсійним середовищем**.

Залежно від розміру частинок дисперсної фази системи поділяються на три типи: **істинні** розчини – діаметр частинок $< 10^{-9}$ м; **колоїдні** розчини – діаметр частинок від 10^{-9} до 10^{-7} м; **грубі дисперсії** – діаметр частинок $> 10^{-7}$ м.

Існує два методи одержання колоїдних розчинів: дисперсійний, котрий припускає подрібнення великих частинок до розмірів колоїдних, і конденсаційний – укрупнення більш дрібних частинок (молекул чи атомів). Диспергування здійснюють шляхом механічного чи ультразвукового подрібнення. Конденсаційний метод звичайно базується на хімічних реакціях. Розглянемо структуру колоїдної частинки на конкретному прикладі золю аргентум хлориду, що утворюється при взаємодії розчинів, тобто



Припустимо, що $C_1 > C_2$, тому в надлишку маємо натрій хлорид. Тоді структуру утвореної частинки, яка зветься **міцелою**, можна подати таким чином:



де $(\text{AgCl})_m$ – кристалічний агрегат; nCl^- – іони, що визначають потенціал (адсорбуються на поверхні кристалічного агрегату); $\text{nCl}^-(\text{n}-\text{x})\text{Na}^+$ – адсорбційний шар, який складається з іонів, що визначають потенціал, та адсорбційного шару протиіонів, тобто $(\text{n} - \text{x}) \text{Na}^+$; $\{ (\text{AgCl})_m \text{ nCl}^- (\text{n} - \text{x}) \text{Na}^+ \}^{\text{x}-}$ – гранула або колоїдна частинка; x Na^+ – протиіони дифузного шару.

Колоїдні системи досить стійкі через наявність у колоїдних частинках однойменних зарядів. Явище укрупнення колоїдних частинок називається **коагуляцією**. Вона може здійснюватися внаслідок додавання електроліту, зміни рН середовища, температури, під дією деяких високомолекулярних органічних сполук (поліакриламід, поліоксу та ін.), ультразвуку. Укрупнення колоїдних частинок супроводжується випадінням в осад важкорозчинної речовини. Зворотний процес переходу осаду в розчин у вигляді колоїдних частинок являє собою **пептизацію**.

Мета роботи: набути навичок отримання колоїдних розчинів та дослідити їхні хімічні властивості.

Постановка завдання

Дано: 2%-ний розчин ферум (III) хлориду, спиртовий розчин сірки.

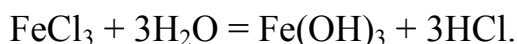
Одержати: золь ферум (III) гідроксиду, коагулянт.

Приладдя та реактиви: хімічна склянка, пробірки, пальник, дистильована вода, 2н. розчин натрій сульфату.

Методика дослідження

1. Одержання золю ферум (III) гідроксиду

Налити в хімічну склянку 40 – 50 мл дистильованої води, нагріти до кипіння й додати в киплячу воду краплями 2 – 3 мл 2%-ного розчину ферум (III) хлориду. Спостерігати появу червоно-коричневого золю ферум (III) гідроксиду. Одержання цього золю базується на реакції гідролізу солі, тобто



Зобразити структуру колоїдної частинки, вважаючи, що в адсорбційному шарі наявні іони Fe^{3+} . Розчин зберегти для наступних дослідів.

2. Одержання золю сірки

У пробірку з дистильованою водою додати трохи спиртового розчину сірки. Спостерігати появу мутнувато-блакитного забарвлення.

3. Коагуляція золів

До отриманого в першому досліді золю ферум (III) гідроксиду додати 2н. розчин натрій сульфату. Спостерігати появу каламуті. Пояснити дію електроліту, що коагулює.

Контрольні питання й завдання для самостійної роботи

1. Наведіть приклади колоїдних розчинів і суспензій.
2. Дайте визначення речовин, що належать до гелів.
3. Колоїдні частинки заданої системи мають негативні заряди. Який із зазначених електролітів буде найкращим коагулянтom: NaCl , CaCl_2 чи AlCl_3 ?

Лабораторна робота № 11

ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Теоретичні положення

Окисно-відновними називають реакції, у яких відбувається зміна ступенів окиснення елементів, що входять до складу реагуючих речовин.

Ступенем окиснення називається умовний заряд, що одержав би даний елемент, якби в ньому всі поділені пари електронів були цілком відтягнуті в бік більш електронегативного елемента.

Ступінь окиснення може мати додатне чи від'ємне або нульове значення. Нульовий ступінь окиснення мають атоми й молекули простих речовин.

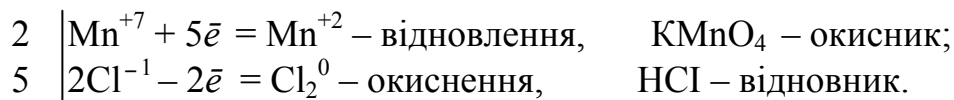
Алгебраїчна сума всіх ступенів окиснення в будь-якій сполуці має дорівнювати нулю.

Окисненням називають процес віддачі електронів атомами чи іонами, а **відновленням** – приєднання їх. **Окисник** – це речовина, до складу якої входить елемент, здатний приєднувати електрони, тим самим зменшувати свій ступінь окиснення. **Відновник** – це речовина, до складу якої входить елемент, здатний втрачати електрони, тим самим збільшувати свій ступінь окиснення.

При написанні окисно-відновних реакцій доцільно дотримуватися такого порядку:

1. Написати схему реакції.
2. Поставити значення ступенів окиснення над елементами й підкреслити ті з них, які змінюють ступінь окиснення.
3. Скласти електронні рівняння й розрахувати коефіцієнти, застосовуючи метод електронного балансу.
4. Перенести розраховані значення коефіцієнтів у схему реакції, потім зрівняти метали, що не змінили ступеня окиснення, далі – зрівняти кислотні залишки та іони H^+ .
5. Для перевірки знайдених коефіцієнтів використати баланс кисню.

Наприклад:



Мета роботи: дослідити окисно-відновні процеси й опанувати методику складання рівнянь окисно-відновних реакцій.

Постановка завдання

Дано: розчини солі $Cu(II)$, йоду, калій перманганату.

Визначити: процеси окиснення, відновлення, окисник та відновник, розставити коефіцієнти в рівняннях окисно-відновних реакцій, проаналізувати окисні властивості $KMnO_4$ в кислому, нейтральному та лужному середовищі.

Приладдя та реактиви: пробірки, залізний цвях, розчини натрій сульфату, сульфатної кислоти, калій гідроксиду й дистильована вода.

Методика дослідження

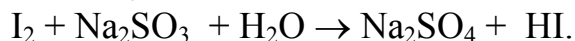
1. Окиснення заліза іонами Cu^{2+}

У пробірку на третину її об'єму налити розчин солі Cu^{2+} й занурити в нього ретельно очищений залізний цвях. Поява на поверхні заліза червоного нальоту металевої міді свідчить про відновлення іонів Cu^{2+} .

Скласти електронні рівняння процесів окиснення й відновлення. Виявити окисник та відновник. Написати рівняння сумарної реакції цих процесів.

2. Взаємодія йоду із натрій сульфідом

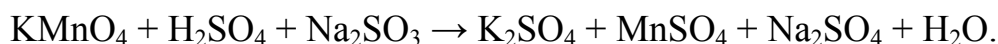
У пробірку налити трохи розчину йоду й додати до нього розчин натрій сульфідом (Na_2SO_3). Реакція відбувається за такою схемою:



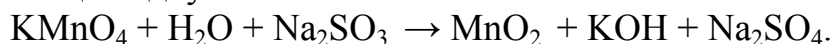
Скласти рівняння процесів окиснення й відновлення. Виявити окисник і відновник.

3. Взаємодія калій перманганату із натрій сульфідом в кислому, нейтральному і лужному розчинах

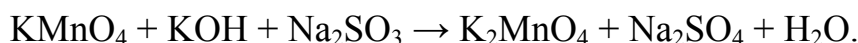
3.1. У пробірку помістити кілька крапель розчину калій перманганату (KMnO_4), додати таку саму кількість 10 %-го розчину сульфатної кислоти. Потім додавати краплями, збовтуючи, розчин натрій сульфідом, поки він не втратить забарвлення. Реакція проходить за такою схемою:



3.2. У пробірку налити трохи розчину калій перманганату. Потім додавати краплями, збовтуючи, розчин натрій сульфідом до випадіння бурого осаду MnO_2 . Реакція відбувається за такою схемою:



3.3. У пробірку налити трохи розчину калій перманганату, додати ту саму кількість концентрованого розчину лугу. Потім додавати краплями, збовтуючи, розчин натрій сульфідом до зміни його забарвлення на зелене. Реакція проходить за такою схемою:



Для всіх реакцій скласти електронні рівняння процесів окиснення й відновлення. Зафіксувати окисник і відновник. Написати рівняння сумарних реакцій.

Контрольні питання й завдання для самостійної роботи

Скласти рівняння окисно-відновних реакцій, що відбуваються за такими схемами:

1. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{CH}_3\text{COH} + \text{H}_2\text{O}$;
2. $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$;
3. $\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
4. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Лабораторна робота № 12

ЕЛЕКТРОЛІЗ

Теоретичні положення

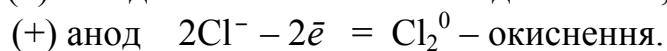
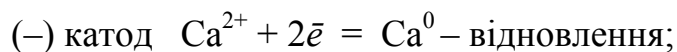
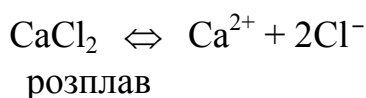
Електролізом називають окисно-відновний процес, який відбувається при проходженні постійного електричного струму через розчин або розплав електроліту.

Під дією постійного електричного струму іони електроліту набувають спрямованого руху: негативні іони рухаються до **анода** (позитивно зарядженого електрода) і тому називаються **аніонами**, а позитивні іони – до **катода** (негативно зарядженого електрода) і називаються **катіонами**.

На аноді відбувається процес окиснення, а на катоді – відновлення.

Особливості хімічних реакцій, що супроводжують процес електролізу, зумовлені природою електроліту й матеріалом електродів.

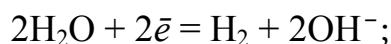
Найбільш просто проходить електроліз розплавлених солей – на електродах розряджуються іони, що входять до складу електроліту. Наприклад:



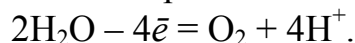
Значно складнішими виявляються процеси електролізу водних розчинів електролітів, де крім іонів електроліту, присутня ще й вода. У процесі електролізу можуть застосовуватися **нерозчинні** й **розчинні** аноди. Нерозчинні (інертні) аноди найчастіше виготовляють із платини й графіту.

При електролізі водних розчинів електролітів із застосуванням нерозчинних анодів існує такий порядок розряду іонів на електродах:

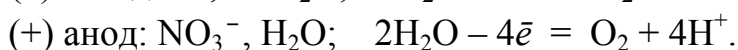
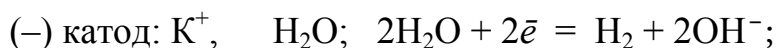
– на катоді не відновлюються іони активних металів, які розташовані в ряду напруги металів від початку до катіона алюмінію включно, а відновлюється H^+ з води за реакцією:



– на аноді не окиснюються аніони кисневмісних кислот (CO_3^{2--} , SO_4^{2--} , NO_3^- та ін.), а окиснюється O^{2-} з води за реакцією:



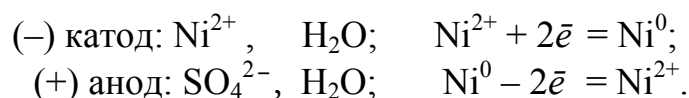
Розглянемо приклад електролізу водного розчину калій нітрату з нерозчинним анодом:



Як свідчить написане рівняння, при електролізі цієї солі жоден з іонів електроліту не розряджується, а відбувається електроліз води.

У процесі електролізу із застосуванням розчинного анода на ньому не окиснюються ні іони електроліту, ні вода, а розчиняється метал, з якого виготовлений анод.

Розглянемо електроліз розчину нікель сульфату з нікелевим анодом:



Кількість речовин, виділених на електродах, визначають згідно із законом Фарадея, за такою формулою:

$$m = \frac{M_{\text{ек}} \cdot I \cdot t}{F},$$

де $M_{\text{ек}}$ – молярна маса еквівалента речовини, що виділилася на електроді, г/моль; I – сила струму, А; t – час, с; число Фарадея $F = 96500$ Кл/моль, .

Мета роботи: дослідити процеси електролізу розчинів електролітів.

Постановка завдання

Дано: розчини солей купрум (II) хлориду, калій йодиду та натрій сульфату.

Оволодіти методикою електролізу розчинів солей і складання схем процесів електролізу.

Приладдя та реактиви: прилад для дослідження процесу електролізу (U-подібна трубка з графітовими електродами), джерело постійного струму, розчини фенолфталеїну, крохмалю та лакмусу.

Методика дослідження

1. Електроліз розчину купрум (II) хлориду

Налити у U-подібну трубку 0,5М розчину купрум (II) хлориду. Вставити в обидва коліна трубки графітові електроди та приєднати їх до джерела постійного струму. Що відбувається на електродах? Скласти схему електролізу.

2. Електроліз розчину калій йодиду

Налити у U-подібну трубку 0,5М розчину калій йодиду, до якого додано 3 – 4 краплі фенолфталеїну. Вставити в обидва коліна графітові електроди й увімкнути струм. Що спостерігається біля електродів? В анодний простір

увести 1 – 2 краплі розчину крохмалю. Що відбувається? Скласти схему електролізу.

3. Електроліз розчину натрій сульфату

Налити у U-подібну трубку 0,5М розчин натрій сульфату, до якого додати 3 – 4 краплі розчину лакмусу. Занурити в трубку графітові електроди й увімкнути струм. Спостерігати виділення бульбашок газу на електродах і зміну забарвлення розчину. Скласти схему електролізу.

Контрольні питання й завдання для самостійної роботи

1. Скласти схему електролізу розчину нікель (II) хлориду із застосуванням графітового та нікелевого анодів.

2. Які процеси мають місце під час електролізу водних розчинів CdSO_4 , NaNO_3 , KCl , якщо анод графітовий?

3. Скільки часу потрібно пропускати струм величиною 3 А через розчин аргентум нітрату, щоб на катоді виділився 1 г срібла?

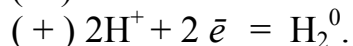
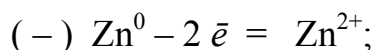
Лабораторна робота № 13

КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ І ЗАХИСТ ВІД НЕЇ

Теоретичні положення

Корозією називають хімічне чи електрохімічне руйнування металів, що відбувається під дією навколишнього середовища. Розрізняють два види корозії: **хімічну** й **електрохімічну**. Хімічна корозія виникає при контакті металів із сухими газами, розчинами неелектролітів (газом, бензином, технічними мастилами).

Електрохімічна корозія спостерігається при контакті металів з водою, розчинами електролітів, та з вологим повітрям. При електрохімічній корозії утворюється безліч мікрогальванічних елементів, які мають назву **корозійних**. Як приклад електрохімічної корозії розглянемо дію сульфатної кислоти на технічний цинк, що містить домішки заліза. На поверхні такого цинку виникає велика кількість мікрогальванічних елементів, у яких цинк служить негативно зарядженим електродом, а залізо – позитивно, тобто



Таким чином, домішки, що містяться в металі, являють собою одну з причин виникнення електрохімічної корозії.

Електрохімічна корозія може відбуватись і при контакті двох металів.

На корозійний процес значною мірою впливають поляризація електродів, утворення плівок на металах та ін. Існують різні способи боротьби з корозією, основними з яких є нанесення захисних покриттів (лудіння, оцинкування, нікелювання, хромування і т. д.), електрохімічний захист, уведення в корозійне середовище речовин, що сповільнюють корозію (інгібіторів).

Покриття можуть бути катодними (луджене залізо) й анодними (оцинковане залізо). Для **катодного покриття** використовується менш активний метал, ніж захищуваний, для **анодного** – більш активний.

При **електрохімічному захисті** метал з'єднують з негативним електродом зовнішнього джерела струму (**катодний** захист) чи з більш електронегативним металом (**протекторний** захист). Електрохімічний захист доречно застосовувати в розчинах електролітів, у ґрунті, в атмосферних умовах.

Ефективність застосовуваних у промисловості захисних засобів (інгібіторів) висока: так, додавання в кислоту невеликої кількості (0,1– 0,5 % за масою) інгібіторів марок ПБ і ЧМ зменшує швидкість корозії заліза в десятки й сотні разів.

Мета роботи: вивчення корозійних процесів і пояснення окисно-відновних реакцій, які мають місце на анодних і катодних ділянках.

Постановка завдання

Дано: 0,01н. розчин сульфатної кислоти, оцинкована та луджена залізні пластинки, гранула цинку, мідний дротик.

Змоделювати корозійні процеси і скласти схеми утворених корозійних елементів.

Приладдя та реактиви: хімічна склянка, порцелянова чашка, скляна піпетка, U-подібна трубка, вугільний та залізний електроди, джерело постійного струму, розчини сульфатної кислоти, купрум (II) сульфату, калій гексаціаноферату (III) та 3% -ний розчин натрій хлориду.

Методика дослідження

1. Корозія на контакті двох металів

а) У склянку налити 0,01н. розчин сульфатної кислоти. Занурити в нього гранулу цинку й спостерігати повільне виділення водню.

б) У цю саму склянку опустити мідний дротик, не доторкуючись до цинку. Чи виділиться водень на мідному дротику?

в) Увести в контакт гранулу цинку та дротик міді. Скласти схему дії утвореної гальванопари. Пояснити збільшення швидкості корозії цинку.

2. Утворення мікрогальванопар

а) Помістити гранулу цинку в пробірку і долити невелику кількість розведеної сульфатної кислоти. Звернути увагу на повільне виділення водню.

б) Долити в цю саму пробірку кілька крапель розчину купрум (II) сульфату. Що спостерігається? Написати рівняння відповідних реакцій.

3. Властивості металевих покриттів

Нанести ножем чи цвяхом по одній подряпині на оцинковану й луджену залізні пластинки. За допомогою скляної піпетки в місці подряпин нанести розчин розведеної сульфатної кислоти, що містить $K_3[Fe(CN)_6]$.

У якому зразку буде спостерігатися корозія заліза? Пояснити результати досліду, скласти схеми корозійних гальванопар.

4. Електрохімічний захист

Налити у U-подібну трубку 3%-ний розчин NaCl і додати до нього трохи розчину $K_3[Fe(CN)_6]$. Вставити в трубку два електроди – вугільний (анод) і залізний (катод). Пропустити через них протягом 5–10 хв струм. Для порівняння інший зразок заліза занурити в склянку з розчином того самого електроліту. У якому випадку процес корозії буде відбуватись швидше? Пояснити результати досліду.

Контрольні питання й завдання для самостійної роботи

1. Чим відрізняються корозія заліза в кислому середовищі від корозії в нейтральному?
2. Для яких металів може становити небезпеку лужне середовище?
3. Наведіть приклади застосування в промисловості електрохімічного захисту металів від корозії.
4. Які особливості перебігу корозії нікельованого заліза в нейтральному і кислому середовищах при порушенні його захисного покриття?

Темченко Ольга Іванівна
Нетяга Ольга Борисівна
Тарасова Ганна Володимирівна

ХІМІЯ

МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ
до виконання лабораторних робіт з дисципліни
студентами всіх спеціальностей

Редактор О.Н. Ільченко

Підп. до друку 25.06 2012. Формат 30 x 42/4.
Папір офсет. Ризографія. Ум. друк. арк. 2,0.
Обл.- вид. арк. 2,5. Тираж 100 пр. Зам. №

ДВНЗ «Національний гірничий університет»
49005, м. Дніпропетровськ, просп. К. Маркса ,19.