

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
Донецький національний університет економіки і торгівлі
імені Михайла Туган-Барановського

Кафедра технології в ресторанному господарстві
та готельної і ресторанної справи

Ю.А. Горяйнова

**МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ
ДО ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ
З ДИСЦИПЛІНИ**

ХІМІЯ

Кривий Ріг
2018

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
Донецький національний університет економіки і торгівлі
імені Михайла Туган-Барановського

Кафедра технології в ресторанному господарстві
та готельної і ресторанної справи

Ю.А. Горяйнова

**МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ
ДО ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ З
ДИСЦИПЛІНИ**

ХІМІЯ

Спеціальності: 133 «Галузеве машинобудування»
142 «Енергетичне машинобудування»
Ступінь: бакалавр

Затверджено на засіданні
кафедри технології в ресторанному
господарстві та готельної і ресторанної
справи
Протокол № 17
від 20.03. 2018 р.

Рекомендовано навчально-
методичною радою ДонНУЕТ
Протокол № 6
від 14.06. 2018 р.

Кривий Ріг
2018

УДК 54:621-051(076.5)

Г 71

Рецензенти:

А.В. Возняк, кандидат технічних наук, доцент

Р.П. Никифоров, кандидат технічних наук, доцент

Горайнова, Ю. А.

Г 71 Метод. реком. до викон. лаб. роб. з хімії для студ. сп-ті 133 «Галузеве машинобудування», 142 «Енергетичне машинобудування» / М-во освіти і науки України, Донец. нац. ун-т економіки і торгівлі імені Михайла Туган-Барановського, Каф. техн. в рест. госп. та гот. і рест. справи; Ю. А. Горайнова – Кривий Ріг : [ДонНУЕТ], 2018. – 32 с.

Методичні рекомендації складено для виконання лабораторних робіт з дисципліни «Хімія». Представлено правила виконання та оформлення, а також методики виконання 8 експериментальних лабораторних робіт, що дозволяють закріпити на практиці отримані теоретичні знання з основних тем курсу загальної хімії та отримати навички проведення хімічного експерименту. До кожної роботи сформульовані мета та завдання, а також контрольні питання.

© Горайнова Ю. А., 2018

© Донецький національний
університет економіки й торгівлі імені Михайла
Туган-Барановського, 2018

ЗМІСТ

стор.

Вступ.....	5
Лабораторна робота № 1 “Визначення молярної маси еквіваленту металу за об`ємом водню, що виділився”	8
Лабораторна робота №2 “Хімічна кінетика та хімічна рівновага”	12
Лабораторна робота № 3 “Розчини неелектролітів”	16
Лабораторна робота № 4 “Розчини електролітів”	18
Лабораторна робота № 5 “Гідроліз солей”	20
Лабораторна робота № 6 “Окисно-відновні реакції”	23
Лабораторна робота № 7 “Електрорушійна сила (ЕРС) гальванічного елемента.”	25
Лабораторна робота № 8 “Комплексометричне визначення загальної твердості води”	28
Література	31

ВСТУП

Представлені методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з курсу “Хімія” складені відповідно до програми з хімії для нехімічних спеціальностей вузів.

Правильно поставлений експеримент дозволяє закріпити на практиці отримані теоретичні знання, простежити закономірності протікання хімічних процесів, досліджувати вплив різних факторів на те або інше явище, сприяє виробленню методології хімічного мислення.

Виконуючи лабораторну роботу, студенти отримують навички проведення хімічного експерименту, організації робочого місця, зборки нескладних хімічних приладів і апаратів, вчать грамотно оформляти результати своїх спостережень у вигляді звіту, робити обґрунтовані висновки на підставі отриманих результатів.

Наприкінці кожної роботи наведені контрольні питання з теми, відповіді на які дозволяють студентам більш глибоко вивчити тематичний матеріал.

Лабораторний практикум виконується кожним студентом самостійно після попередньої домашньої підготовки за темою, що вивчається. Відповідно до цього, кожен студент повинен спочатку одержати допуск у викладача, продемонструвавши володіння теоретичним матеріалом з теми, знання ходу виконання лабораторної роботи й знання техніки безпеки. Підготовка теоретичного матеріалу проводиться за рекомендованою літературою, конспектами лекційного курсу і методичними вказівками.

Для запису результатів дослідів кожен студент повинен вести лабораторний журнал з полями для зауважень керівника; на обкладинці лабораторного журналу вказується прізвище студента, курс, номер групи. Записи в лабораторному журналі повинні бути короткими і чіткими, наведені схеми хімічних реакцій, що відображають хід процесу і всі необхідні розрахунки. Наприкінці лабораторної роботи обов'язково робиться висновок.

Робота вважається виконаною після звіту студента перед викладачем про виконання лабораторної роботи і при наявності підпису викладача, що прийняв звіт.

Під час виконання лабораторних робіт студенти повинні дотримуватися основних правил техніки безпеки.

ОСНОВНІ ПРАВИЛА З ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ

1. Студенти можуть виконувати лабораторні роботи тільки в присутності викладача.
2. Нічого не пробувати на смак, не приймати їжу в хімічних лабораторіях.
3. Ніяких речовин з аудиторії кафедри хімії нікому не давати і не дозволяти самовільно брати їх додому.
4. Нюхати леткі речовини треба з обережністю.
5. Не нахилитися над посудом, в який що-небудь наливають, щоб уникнути попадання бризок в очі.

6. Не нахилитися над порцеляною випарювальною чашкою, в якій щонебудь випаровується, щоб уникнути опіку від можливих бризок.

7. Особливо важливо оберегати очі, так як ушкодження їх навіть малими краплями шкідливих речовин може викликати втрату зору.

8. Пробірку з рідиною, що нагрівається, тримати отвором у бік від себе і від інших, так як рідина внаслідок перегрівання іноді «вихлюпується» з пробірки.

9. При нагріванні розчинів речовин в пробірках їх слід заповнювати не більше ніж на $1/3$.

10. Тверді речовини нагрівати тільки в сухих пробірках.

11. Не можна нагрівати полум'ям або на електроплитці товстостінний скляний посуд (банки, склянки), порцелянові ступки, циліндри та інший вимірювальний посуд, а можна нагрівати на електроплитці тільки той посуд, що має маркировку термостійкого.

12. Запалювати спиртівку тільки за допомогою сірника. Не можна запалювати її, підносячи до іншої палаючої спиртівки, бо пролитий спирт може спалахнути.

13. Гасити спиртівку тільки за допомогою ковпачка.

14. Не закривати пробірку пальцем при збовтуванні рідини, що в ній знаходиться. Збовтувати слід, тримаючи пробірку, стакан або колбу за верхню частину і злегка похитуючи.

15. Спостерігаючи реакцію, тримайте пробірку в деякому віддаленні від очей.

16. Якщо хімічні реактиви, які потрібні для проведення досліду, знаходяться у витяжній шафі, то і дослід треба проводити під витяжкою. При цьому скло витяжної шафи опускається таким чином, щоб руки дослідника знаходилися у шафі, а обличчя було захищено склом.

17. Після миття хімічного посуду споліскуйте його дистильованою водою.

18. Користуючись тонким хімічним посудом, потрібно завжди пам'ятати, що він дуже крихкий і може бути легко пошкодженим.

19. При роботі з електроприладами перевірте їх робочий стан (відсутність пошкоджень шнура, вілки, розетки). Користуватися електроприладом згідно з інструкцією. Вмикати електроприлад сухими руками, стояти при цьому на гумовому килимку. При виявленні пошкоджень електроприладів негайно повідомити викладача або лаборанта.

20. При ушкодженні електричним струмом необхідно звільнення від електричного струму. Дотик до струмоведучих частин, що знаходяться під напругою, викликає в більшості випадків мимовільне судорожне скорочення м'язів. Внаслідок цього пальці, якщо потерпілий тримає провід руками, можуть так сильно стискуватися, що визволити провід з рук неможливо. Якщо потерпілий продовжує стикатися зі струмоведучими частинами, необхідно, насамперед, швидко звільнити його від дії електричного струму. При цьому варто мати на увазі, що доторкатися до людини, яка знаходиться під струмом, без застосування належних запобіжних заходів небезпечно для життя того, хто надає допомогу. Той, хто надає допомогу, повинен швидко відключити ту

частину установки, до якої торкається потерпілий. Якщо відключення установки не може бути зроблене досить швидко, необхідно прийняти міри до відділення потерпілого від струмоведучих частин, до яких він торкається.

Для ізоляції рук той, хто надає допомогу, якщо необхідно торкнутися тіла постраждалого, не покритого одягом, повинний надягти діелектричні рукавички або намотати на руку рукав піджака або пальто, використовувати прогумовану матерію. Можна також ізолювати себе, вставши на суху дошку або який-небудь інший предмет, що не проводить електричний струм - підстилку, згорток одягу, т.ін. При відділенні потерпілого від струмоведучих частин рекомендується діяти по можливості однією рукою. При утрудненні відділення потерпілого від струмоведучих частин варто перерубати або перерізати провід сокирою із сухою дерев'яною рукояткою або іншим відповідним ізолюючим інструментом.

Термічні опіки можуть бути отримані при необережному поводженні зі спиртівками, електронагрівальними приладами тощо під час виконання лабораторних робіт. У разі **термічного опіку** (від вогню, пари, гарячих предметів або електричної дуги) слід накласти мокру антисептичну пов'язку зі шматка марлі або бинта, змочену розчином калій перманганату ($\omega=2-3\%$), розчином питної соди ($\omega=2\%$), або розчином стрептоциду. Ні в якому разі не можна змащувати місце опіку вазеліном або жирами. При серйозних опіках (III і IV ступінь) до приходу лікаря рану покривають лише сухою стерильною пов'язкою.

Хімічні опіки є наслідком невмілого поводження з концентрованими кислотами. З концентрованих кислот найбільш сильні опіки викликає суміш нітратної (азотної) і хлоридної (соляної) кислот («царська горілка»). Інші кислоти по шкідливості можна розташувати в такій послідовності: нітратна (азотна), сульфатна (сірчана), фтороводнева (плавикова), хлоридна (соляна) і оцтова (етанова). **При опіках кислотами** (нітратної, сульфатної, хлоридної, фосфатної) слід промити місце опіку великою кількістю води, а потім розчином питної соди ($\omega=3\%$). **Опіки лугами** обмивають водою, потім нейтралізують розчином оцтової або лимонної кислоти ($\omega=1-2\%$). **При опіку фенолом** обпечене місце промивають водою з етиловим спиртом. **У разі опіку бромом** уражене місце змивають концентрованим розчином натрій гіпосульфіту або етиловим спиртом. **При хімічному опіку очей** необхідно ретельно промити очі струменем води, а потім, у разі опіку лугами, промити розчином борної кислоти ($\omega=2\%$), при опіку кислотами - розчином питної соди ($\omega=3\%$). Не можна терти очі.

Порізи розбитим скляним посудом для зупинки невеликої кровотечі можуть бути оброблені розчином H_2O_2 ($\omega=3\%$).

ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ ЕКВІВАЛЕНТА МЕТАЛУ ЗА ОБ'ЄМОМ ВОДНЮ, ЯКИЙ ВИДІЛИВСЯ

Мета роботи: навчитися на практиці визначати молярну масу еквівалента металу, використовуючи при розрахунках закон еквівалентів і газові закони, навчитися збирати найпростіші хімічні установки.

Методика проведення досліджень

Зберіть прилад, як показано на рисунку 1 і перевірте його на герметичність.

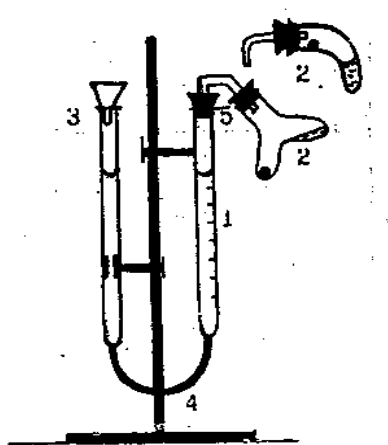


Рис.1

- 1 – бюретка на 50-100 см³
- 2 – двоколонна або вигнута пробірка
- 3 – відкрита трубка
- 4 – гумова трубка
- 5 – пробки з просвердленими отворами

Рисунок 1.1 – Схема лабораторної установки для визначення молярної маси еквівалента металу

Підготовлений до роботи прилад перевірте на герметичність. Для цього порівняльну трубку (3) опустіть на 10-15 см. Якщо система герметична, то рівень рідини в мірній бюретці спочатку трохи зменшиться, а потім залишиться незмінним. Якщо система не герметична, при підніманні або опусканні трубки піднімається (або опускається) рівень рідини в бюретці (1). У цьому випадку необхідно більш ретельно закрити гумові пробки, попередньо змочивши їх водою.

Переконавшись в тому, що прилад герметичний, у вигнуту пробірку (2) налейте 2-3 см³ 2н розчину сульфатної кислоти.

Кислоту наливайте таким чином, щоб не намочити ту частину вигнутої пробірки, де буде знаходитися наважка металу. Переверніть пробірку і покладіть у неї метал з відомою масою, стежачи за тим, щоб він не впав у кислоту.

Потім обережно прилаштуйте пробірку до приладу, як показано на рис.1. Ретельно ущільніть пробки і перевірте знову герметичність установки як описано вище.

Зробіть замір початкового рівню рідини в мірній бюретці по нижньому меніску h_1 .

Термометром визначте температуру в лабораторії (в $^{\circ}\text{C}$), барометром-атмосферний тиск (в мм рт. ст.)

Зібраний прилад на штативі злегка нахиліть убік і легким постукуванням пальця по вигнутій пробірці (2) скиньте метал у розчин кислоти. Необхідно при цьому стежити, щоб прилад не втратив герметичність. Як тільки метал попаде в кислоту, почнеться реакція з виділенням водню. Під тиском водню рівень рідини в мірній бюретці почне опускатися, а в порівняльній трубці підніматися. Після закінчення хімічної реакції і охолодження пробірки до кімнатної температури тиск знову зрівняється з атмосферним (вода в бюретці і в порівняльній трубці знов буде на одному рівні).

Після цього зробіть замір нового рівню рідини у бюретці h_2 . Різниця рівнів рідини у вимірювальній бюретці після досліду і до початку досліду ($\Delta h = h_2 - h_1$) і буде дорівнювати об'єму водню $V(H_2)$, що виділяється при реакції. З таблиці 1.1 знайдіть парціальний тиск пари води H в залежності від температури $t^{\circ}\text{C}$.

Таблиця 1.1 - Парціальний тиск пари води H (мм рт. ст.) в залежності від температури $t^{\circ}\text{C}$

$t^{\circ}\text{C}$	H , мм рт. ст.	$t^{\circ}\text{C}$	H , мм рт. ст.	$t^{\circ}\text{C}$	H , мм рт. ст.
14	11,9	20	17,5	26	25,2
15	12,8	21	18,6	27	26,7
16	13,6	22	19,8	28	27,3
17	14,5	23	21,1	-	-
18	15,5	24	22,4	-	-
19	16,5	25	23,8	100	760

Усі отримані дані внесіть до таблиці 1.2.

Таблиця 1.2 – Результати проведеного досліду

h_1 , см ³	h_2 , см ³	Δh , см ³	t , $^{\circ}\text{C}$	$P_{\text{атм}}$, мм рт.ст.	H , мм рт. ст.	m_{Me} , г

Розрахунки молярної маси еквівалента металу

Відповідно до закону еквівалентів, об'єм водню, що виділяється при реакції, залежить від еквівалентної маси металу:

$$\frac{m(\text{Me})}{M(1/z\text{Me})} = \frac{V_0(H_2)}{V(1/zH_2)} \quad (1.1)$$

де $m(\text{Me})$ - наважка металу (г);

$M(1/z\text{Me})$ - молярна маса еквівалента металу (г\моль);

$V_0(H_2)$ - об'єм водню, виміряний при нормальних умовах, (см³);

$V(1/zH_2)$ - об'єм одного еквівалента водню за нормальних умов, що дорівнює 11200 см^3 .

$$M(1/z Me)_{\text{прак.}} = \frac{m(Me) \cdot V(1/zH_2)}{V_0(H_2)} = \frac{m(Me) \cdot 11200}{V_0(H_2)} \quad (1.2)$$

Наважка металу відома. Для того, щоб визначити об'єм водню, що виділяється при взаємодії цього металу з кислотою за нормальних умов $V_0(H_2)$, скористаємося відомим газовим законом:

$$\frac{P(H_2) \cdot V(H_2)}{T} = \frac{P_0(H_2) \cdot V_0(H_2)}{T_0} \quad (1.3)$$

де $P(H_2)$; $V(H_2)$; T - відповідно тиск, об'єм і температура (за шкалою Кельвіна) водню в реальних умовах;

$P_0(H_2)$; $V_0(H_2)$; T_0 - тиск, об'єм і температура (за шкалою Кельвіна) водню за нормальних умов.

З формули (1.3) знайдемо об'єм водню при нормальних умовах:

$$V_0(H_2) = \frac{P(H_2) \cdot V(H_2) \cdot T_0}{T \cdot P_0(H_2)} \quad (1.4)$$

Заміряти безпосередній тиск водню $P(H_2)$ не представляється можливим. Оскільки газ був зібраний над водою, то в бюретці знаходиться суміш водню та пари води. Сумарний тиск цієї суміші складається з парціальних тисків компонентів і урівноважується атмосферним тиском $P_{\text{атм.}}$, який ми і виміряли.

$$P_{\text{атм.}} = P(H_2) + H \quad (1.5)$$

де H – парціальний тиск водяної пари у мм рт. ст., що залежить від температури (табл. 1.1)

$$P(H_2) = P_{\text{атм.}} - H \quad (1.6)$$

Підставивши значення $P(H_2)$, $V(H_2)$, T_0 , T та $P_0(H_2)$ у формулу (1.4), одержимо:

$$V_0(H_2) = \frac{(P_{\text{атм.}} - H) \cdot \Delta h \cdot 273}{(273 + t^{\circ}C) \cdot 760} \quad (1.7)$$

і остаточно:

$$M(1/z Me)_{\text{прак.}} = \frac{m(Me) \cdot 11200 \cdot (273 + t^{\circ}C) \cdot 760}{(P_{\text{атм.}} - H) \cdot \Delta h \cdot 273} \quad (1.8)$$

Визначте положення металу в періодичній системі Д.І.Менделєєва.

$$\text{Оскільки } M(1/z \text{ Me})_{\text{теор.}} = \frac{Ar(\text{Me})}{z},$$

де z – це валентність металу 1 або 2 або 3, то

$$Ar(\text{Me}) = M(1/z \text{ Me}) \cdot z$$

Визначення помилки експерименту:

$$\% \text{ помилки} = \frac{M(1/z \text{ Me})_{\text{теор.}} - M(1/z \text{ Me})_{\text{прак.}}}{M(1/z \text{ Me})_{\text{теор.}}} \cdot 100\% \quad (1.9)$$

Завдання для самостійної роботи

Вивчити теоретичний матеріал за темою, оформити лабораторний журнал, навести розрахунки та зробити висновок щодо металу, який було використано в роботі; підготуватися до відповіді на контрольні питання.

Контрольні питання:

1. Дайте визначення поняття «хімічний еквівалент».
2. Чому атомна маса елемента - величина, у середньому, постійна, а молярна маса еквівалента - змінна?
3. Сформулюйте закон еквівалентів.
4. Який об'єм за нормальних умов займає один моль еквівалента водню?
Який об'єм за нормальних умов займає один моль еквівалента кисню?
5. При відновленні воднем 10,17 г оксиду двохвалентного металу утворилося 2,25 г води, молярна маса еквівалента якої 9,00 г/моль. Обчисліть молярну масу еквівалента оксиду і молярну масу еквівалента металу. Чому дорівнює атомна маса металу?
6. Оксид трьохвалентного металу містить 31,58 % Оксигену. Обчисліть молярну масу еквівалента оксиду й атомну масу цього елемента.
7. Обчисліть молярну масу еквівалента H_3PO_4 у реакціях утворення:
а) гідрофосфату; б) дигідрофосфату; в) ортофосфату.
8. 2,48 г оксиду одновалентного металу містить 1,84 г металу. Обчисліть молярну масу еквівалента металу і його оксиду.
9. При взаємодії 3,24 г трьохвалентного металу з кислотою виділилося 4,03 л водню, виміряного за нормальних умов. Обчисліть молярну масу еквівалента та атомну масу металу.

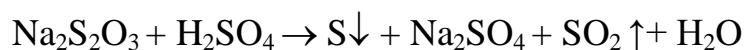
ХІМІЧНА КІНЕТИКА ТА ХІМІЧНА РІВНОВАГА

Мета роботи: вивчити закономірності протікання хімічних процесів за часом, установити залежність швидкості хімічних реакцій від різних факторів, провести дослідження впливу концентрації речовин на зміщення хімічної рівноваги.

Методика проведення досліджень

Дослід 1. Залежність швидкості хімічної гомогенної реакції від концентрації реагуючих речовин

Дослідження проводять за допомогою реакції взаємодії натрій тіосульфату із сульфатною кислотою:



В даному досліді (і далі) вимірюється не швидкість реакції, а величина, що зворотнопропорціональна їй, тобто проміжок часу між початком реакції та її кінцевим результатом, що спостерігається (помутніння розчину за рахунок виділення сірки). Якщо зазначений проміжок часу позначити через (τ), то швидкість реакції $v=1/\tau$.

Приготуйте і пронумеруйте 4 однакові пробірки і три бюретки для точного вимірювання об'єму розчинів натрій тіосульфату ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$), сульфатної кислоти і дистильованої води. У пробірку 1 додайте за допомогою відповідних бюреток 2 см³ $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і 4 см³ дистильованої води. У пробірки 2, 3, 4 налейте відповідно по 3, 4, 6 см³ $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і 3, 2, 0 см³ води. Усі пробірки поставте в штатив. У суху пробірку налейте за допомогою бюретки 6 см³ сульфатної кислоти. Включіть секундомір та швидко перелийте кислоту до пробірки 1.

Уважно спостерігайте за розчином у пробірці, визначте час (τ_1 , у секундах) від моменту зливання розчинів $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і H_2SO_4 до появи помутніння.

Подібно вимірювання проводять для пробірок 2, 3, 4, додаючи в кожную з них по 6 см³ H_2SO_4 і визначаючи за допомогою секундоміра проміжок часу (τ_2 , τ_3 , τ_4) від моменту зливання розчинів до появи помутніння у відповідних пробірках.

Дані досліді занесіть в таблицю 2.1.

За отриманими результатами побудуйте графік залежності швидкості (v) в відносних умовних одиницях досліджуваної реакції від концентрації натрій тіосульфату (C). На вісі абсцис відкладіть у визначеному масштабі відносну концентрацію натрій тіосульфату (C , $1,5C$, $2C$, $3C$), на вісі ординат - відповідну швидкість у відносних умовних одиницях (v_1 , v_2 , v_3 , v_4).

Зробіть висновок про залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин. Напишіть вираз закону діючих мас для проведеної реакції. Чи відповідає Ваш висновок закону діючих мас?

Таблиця 2.1 – Результати експерименту впливу концентрації $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ на швидкість хімічної реакції

№ пробірки	Об'єм розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, см^3	Об'єм H_2O , см^3	Відносна концентрація $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, умовні одиниці	Час (τ), сек.	Швидкість реакції $v = 1/\tau$, умовні одиниці	Швидкість реакції в відносних умовних одиницях
1	2	4	C			
2	3	3	1,5C			
3	4	2	2C			
4	6	0	3C			

Дослід 2. Вплив температури на швидкість гомогенної хімічної реакції

Дослідження проводять за допомогою реакції, що описана у попередньому досліді.

Приготуйте 8 пробірок, 4 із них пронумеруйте, зробивши відповідні позначки (1, 2, 3, 4) у верхній частині пробірки спеціальним олівцем по склу.

У пронумеровані пробірки відберіть за допомогою бюреток по 4 см^3 $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, а в інші 4 пробірки по 4 см^3 розчину H_2SO_4 .

Одну пробірку з розчином $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і одну пробірку з розчином H_2SO_4 помістіть в хімічний стакан, заповнений водою з температурою $10-15^\circ\text{C}$ на 5-7 хвилин. Визначте температуру води в стакані (вона дорівнює температурі розчинів у пробірках) та занесіть в таблицю 2.2, включіть секундомір і швидко вилийте сульфатну кислоту в пробірку 1 з розчином $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Уважно стежте за змінами в пробірці. У момент появи помутніння вимкніть секундомір і запишіть інтервал часу (τ_1) у секундах від початку реакції до появи помутніння.

Наступну пару пробірок (другу) – одну з H_2SO_4 і одну з розчином $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ – перенесіть у склянку з водою, температура якої $20-25^\circ\text{C}$. За допомогою термометру стежте, щоб температура води в стакані залишалась постійною. Через кілька хвилин злийте розчини і визначте за допомогою секундоміру час τ_2 .

Наступну пару пробірок (третю) – одну з H_2SO_4 і одну з розчином $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ – перенесіть у склянку з водою, температура якої $30-35^\circ\text{C}$. За допомогою термометру стежте, щоб температура води в стакані залишалась постійною. Через кілька хвилин злийте розчини і визначте за допомогою секундоміру час τ_3 .

Четвертий вимір зробіть при температурі $40-45^\circ\text{C}$.

Під час проведення дослідів температура води в склянці повинна залишатися постійною (припустиме відхилення $0,5^\circ\text{C}$).

Дані дослідів занесіть в таблицю 2.2.

Таблиця 2.2 – Результати експерименту впливу температури на швидкість хімічної реакції

№ пробірки	Температура досліджуваної реакції, t °С	Час τ, сек.	Швидкість реакції в умовних одиницях, v = 1/τ.	Швидкість реакції в відносних умовних одиницях
1				1
2				
3				
4				

Використовуючи отримані результати, накресліть графік залежності швидкості (v) в відносних умовних одиницях досліджуваної реакції від температури. На вісі абсцис відкладіть температуру досліджуваної реакції (t₁, t₂, t₃, t₄), на вісі ординат – відповідну швидкість у відносних умовних одиницях (v₁, v₂, v₃, v₄).

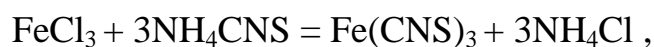
Зробіть висновок про залежності швидкості реакції від температури.

Дослід 3. Гетерогенний каталіз

Помістіть в пробірку 2 см³ розчину гідроген пероксиду з масовою часткою 3%. Чи спостерігається помітне розкладання гідроген пероксиду в звичайних умовах? Додайте в цю пробірку мікрошпатель MnO₂ або PbO₂. Опишіть зовнішній ефект реакції, що спостерігається. Піднесіть до отвору пробірки тліючу лучинку. Який газ виділяється? Складіть рівняння реакції розкладання гідроген пероксиду. Яку роль виконує в даній реакції MnO₂ (PbO₂)? Чому дана каталітична реакція відноситься до типу гетерогенних?

Дослід 4. Вплив концентрації реагуючих речовин на зміщення хімічної рівноваги в розчині

Дослідження проводять за допомогою оборотної реакції:



для якої легко простежити зміщення хімічної рівноваги за зміною інтенсивності криваво-червоного забарвлення розчину феруму (III) роданіду.

У 4 пробірки помістіть по 2-3 см³ 0,002М розчину FeCl₃ і такий же об'єм 0,006М розчину NH₄CNS. Розчини перемішайте скляною паличкою і поставте в штатив.

Одну пробірку з отриманим розчином залишіть, як еталон для порівняння. В інші пробірки додайте наступні реактиви:

у першу 1-2 см³ насиченого розчину NH₄CNS;

у другу – 1-2 см³ насиченого розчину FeCl₃;

у третю – мікрошпатель NH₄Cl.

Порівняйте інтенсивність забарвлення отриманих розчинів з інтенсивністю забарвлення еталону. Запишіть свої спостереження.

На підставі проведених досліджень зробіть висновок про спрямованість зсуву рівноваги досліджуваної реакції при додаванні:

- а) амоній роданіду,
- б) ферум (III) хлориду,
- в) амоній хлориду.

Напишіть рівняння константи хімічної рівноваги. Чи відповідає Ваш висновок принципу Ле Шательє?

Завдання для самостійної роботи

Вивчити теоретичний матеріал за темою, оформити лабораторний журнал, побудувати графіки до 1 і 2 дослідів, написати рівняння реакції до 3-го досліду, зробити висновки щодо впливу різних факторів на швидкість хімічної реакції та зміщення рівноваги; підготуватися до відповіді на контрольні питання.

Контрольні питання:

1. Що вивчає хімічна кінетика?
2. Дайте визначення швидкості хімічної реакції?
3. Як залежить швидкість хімічної гомогенної реакції від концентрації реагуючих речовин? Сформулюйте закон діючих мас? Що таке константа швидкості реакції, який її фізичний сенс?
4. Як впливає температура на швидкість хімічної гомогенної реакції? Наведіть рівняння Вант-Гоффа.
5. Що таке каталіз? Які види каталізу Ви знаєте? Наведіть приклади.
6. Що така хімічна рівновага? Від чого залежить константа хімічної рівноваги, її фізичний сенс. Наведіть приклади гетерогенних і гомогенних рівноважних реакцій.
7. Сформулюйте принцип Ле-Шательє.
8. Як зміниться швидкість реакції, якщо в системі: $2\text{HI} \rightarrow \text{H}_2 + \text{I}_2$ тиск збільшили в 3 рази?
9. У який бік зміститься рівновага в системі:
 $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ ($\Delta H < 0$)
 $\text{COCl}_2 = \text{CO} + \text{Cl}_2$ ($\Delta H > 0$), якщо:
збільшити тиск,
зменшити температуру;
ввести каталізатор;
зменшити концентрацію продуктів реакції?

РОЗЧИНИ НЕЕЛЕКТРОЛІТІВ

Мета роботи: навчитися готувати розчини з заданою концентрацією, визначити за допомогою експериментальних досліджень властивості розчинів неелектролітів.

В результаті виконання лабораторної роботи студенти повинні набути навички визначення густини розчинів за допомогою ареометра, встановити залежність густини розчинів від концентрації неелектролітів, підвищення точки кипіння розчину, зниження температури кристалізації.

Методика проведення досліджень

Дослід № 1. Виготовлення розчину заданої концентрації

Для виготовлення 1-моляльного розчину цукру відберіть за допомогою мірної колби 50 см³ дистильованої води та перелийте у стакан ємкістю 150 см³. Зважте кількість цукру, що розраховано, на технічних терезах та розчиніть його у воді.

Розрахуйте масову частку цукру у розчині, що отримано.

Дослід № 2. Визначення густини розчину ареометром

Розчин цукру, що отримали у досліді 1, перелийте у циліндр та визначте густину цього розчину ареометром. Розрахуйте молярну концентрацію та титр розчину. Наведіть розрахунки мольної долі цукру у розчині.

Дослід № 3. Вивчення залежності густини розчину від концентрації

Приготуйте 2-моляльний розчин цукру, для чого до розчину, що отримано у досліді 1, додайте кількість цукру, що розрахована та зважена на технічних терезах. Перемішайте і визначте густину нового розчину ареометром. Порівняйте з густиною розчину, який одержали у досліді 2. Зробіть висновок. Розрахуйте масову частку, мольну долю цукру, молярну концентрацію і титр розчину, що отримано.

Дослід № 4. Визначення підвищення точки кипіння розчину

2-моляльний розчин, що отримали у досліді 3, перелийте у хімічний стакан і нагрівайте до кипіння. Одночасно закип'ятіть у іншому стакані дистильовану воду. Визначте термометром температуру кипіння дистильованої води та розчину цукру у воді. Порівняйте результати, що отримали і визначте підвищення температури кипіння ($\Delta t_{\text{кип}}^0$). Для розчину, що отримали у досліді 3, розрахуйте $\Delta t_{\text{кип}}^0$ теоретичне. Визначити помилку вимірювання за формулою:

$$\% \text{ пом} = \frac{|\Delta t_{\text{кип}}^{\text{теор}} - \Delta t_{\text{кип}}^{\text{практ}}|}{\Delta t_{\text{кип}}^{\text{теор}}} \cdot 100.$$

Для розчинів, що отримали у дослідах 1 та 2, знайдіть значення зниження температури замерзання та порівняйте їх; розрахуйте значення осмотичного тиску та порівняйте їх. Результати, що отримали, запишіть у таблиці 3.1 і 3.2.

Таблиця 3.1 – Експериментальні та розрахункові дані 1-3 дослідів

m H ₂ O, г	m цукру, г	ρ г/см ³	ω , %	C _m , моль/кг	C _M моль/дм ³	T, г/см ³	Мольні доли

Таблиця 3.2 – Експериментальні та розрахункові дані 4 дослідів

m H ₂ O, г	m цукру, г	C _m , моль/кг	t _{кип} (практ.), °C	$\Delta t_{кип}$ (практ.), °C	$\Delta t_{кип}$ (теорет.), °C	% помил- ки	$\Delta t_{зам}$ (теорет.), °C	π , Па

Зробіть висновки про властивості розчинів неелектролітів за експериментальними та розрахованими результатами.

Завдання для самостійної роботи. Вивчити теоретичний матеріал за темою лабораторної роботи та підготувати відповідь на контрольні питання, навести розрахунки концентрацій в кожному досліді.

Контрольні питання:

1. Які способи виразу концентрації розчинів використано в данній роботі? Що означає кожний з них?
2. Які фактори впливають на властивості розбавлених розчинів?
3. Які характерні властивості мають розбавлені розчини?
4. Як формулюється закон Рауля?
5. Що таке криоскопічна стала розчинника?
6. Наведіть приклади охолоджуючих сумішей та антифризів. Де вони використовуються?
7. Що таке ебуліоскопічна стала розчинника?
8. Що таке осмотичний тиск? Як формулюється закон Вант-Гоффа?
9. Як відносяться між собою осмотичний тиск двох розчинів при однаковій температурі?

РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Мета роботи: експериментальне визначення електропровідності розчинів електролітів та неелектролітів, вивчення властивостей розчинів електролітів, впливу розчинника на дисоціацію, хімічної активності сильних і слабких електролітів, визначення факторів, що впливають на ступінь дисоціації електроліту, придбання навичок виконання експериментальних досліджень.

Методика проведення досліджень

Дослід 1. Електропровідність розчинів електролітів

Налийте у один стакан 10 см^3 дистильованої води, у другий - 10 см^3 розчину цукру, у третій – 10 см^3 розчину спирту. Опустіть по черзі в кожний стакан електроди приладу для визначення електропровідності і включіть прилад у мережу. (Перед зануренням у новий розчин електроди варто промивати дистильованою водою).

Випробуйте таким же чином електропровідність водного розчину кислоти, солі, лугу. Запишіть свої спостереження. Розчини яких речовин проводять електричний струм? Чому? Складіть рівняння електролітичної дисоціації досліджених електролітів.

Дослід 2. Вплив розчинника на дисоціацію речовин

У один стакан налейте 10 см^3 дистильованої води, а в другий бензену, додайте в них небагато натрій хлориду і випробуйте електропровідність отриманих розчинів. Зробіть висновок про вплив природи розчинника на дисоціацію електроліту.

Дослід 3. Залежність ступеню дисоціації від розведення

Налийте в сухий стакан 20 см^3 концентрованої оцтової кислоти і випробуйте на електропровідність. Потім підливаючи до оцтової кислоти невеликими порціями дистильовану воду, увесь час спостерігайте за накалюванням нитки електролампи. Як змінюється електропровідність? Чим можна пояснити явище, що спостерігається? Запишіть закон розведення Оствальда.

Напишіть рівняння дисоціації оцтової кислоти.

Дослід 4. Ступінь дисоціації солей

Налийте в стакан 20 см^3 розчину амоніаку з масовою часткою 25% і випробуйте його електропровідність. Відзначте інтенсивність розжарюванням нитки електролампи. Виключіть електричний струм і обережно невеликими порціями додайте до амоніаку 10 см^3 крижаної оцтової кислоти. Розчин перемішайте скляною паличкою, охудіть і включіть електричний струм. Відзначте інтенсивність розжарення нитки електролампи. Як змінилася

електропровідність розчину? Дайте пояснення явищу, що спостерігається. Напишіть рівняння (в молекулярній та іонній формах) хімічних реакцій, що відбуваються при проведенні досліду.

Дослід 5. Порівняння хімічної активності сильних і слабких електролітів

5.1 В одну пробірку налейте 3 см³ 2н розчину хлоридної кислоти, в іншу – стільки ж 2н розчину оцтової кислоти. У кожну з пробірок помістіть по шматочку цинку. Пробірки нагрійте. Що спостерігається? Дайте оцінку силі кислот. Напишіть рівняння хімічних реакцій у молекулярній і іонній формах.

5.2 У дві пробірки налейте декілька крапель розчину кальцій хлориду. В одну пробірку додайте стільки ж 2н розчину натрій гідроксиду, в іншу – такий же об'єм 2н розчину амоній гідроксиду. Що спостерігається? Дайте пояснення, напишіть рівняння хімічних реакцій у молекулярній і іонній формах.

Дослід 6. Хімічна рівновага в розчинах електролітів (вплив однойменного іону на ступінь дисоціації електроліту)

Налійте у дві пробірки по 5см³ дистильованої води і додайте в кожну з них по 2 краплі метилового оранжевого. Одну з пробірок залишіть у якості контролю для порівняння кольору, а в іншу додайте одну краплю оцтової кислоти. Як змінилося забарвлення в другій пробірці? Чому? Напишіть рівняння електролітичної дисоціації оцтової кислоти і вираз для константи дисоціації цієї кислоти.

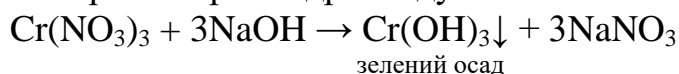
У пробірку з оцтовою кислотою додайте мікрошпатель натрій ацетату і перемішайте. Що сталося з кольором розчину? Дайте пояснення. Зробіть висновок про вплив натрій ацетату на ступінь електролітичної дисоціації оцтової кислоти.

Дослід 7. Реакції в розчинах електролітів як реакції їх іонів

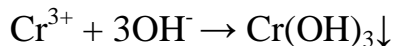
З наявних у лабораторії розчинів одержать осаді гідроксидів феруму (III), алюмінію, хрому (III) і кобальту. Випробуйте відношення отриманих гідроксидів до кислот і лугів. Напишіть рівняння відповідних хімічних реакцій у молекулярній та іонній формах за зразком, зробіть висновок, які з отриманих гідроксидів виявляють амфотерний характер. Чому амфотерні гідроксиди розчиняються в кислотах і лугах?

Зразок:

Утворення хром гідроксиду:

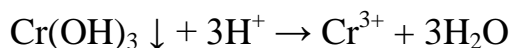


зелений осад



а) Реакція взаємодії хром гідроксиду з кислотою:





б) Реакція взаємодії хром гідроксиду з лугом:



Висновок: хром гідроксид має амфотерний характер, тому що реагує як з кислотами, так і з лугами.

Завдання для самостійної роботи

Вивчити теоретичний матеріал за темою, навчитися писати рівняння електролітичної дисоціації та реакцій, що відбуваються в розчинах в іоному вигляді, оформити лабораторний журнал, підготуватися до відповіді на контрольні питання.

Контрольні питання:

1. Які речовини називаються електролітами?
2. Сформулюйте основні положення теорії електролітичної дисоціації. Наведіть приклади дисоціації кислот, основ, солей.
3. Напишіть рівняння дисоціації електролітів: H_3PO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, K_2S , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$.
4. Що називають ступенем дисоціації?
5. Як впливають на ступінь дисоціації природа розчинника, розведення розчину, температура, присутність однойменних іонів?
6. Сформулюйте закон розведення Оствальда.
7. Яку хімічну активність демонструють сильні і слабкі електроліти?
8. Які електроліти називаються амфотерними?
9. Ступінь дисоціації ортофосфорної кислоти за першим ступенем в 0,1М розчині дорівнює 27%. Розрахуйте константу дисоціації.

Лабораторна робота № 5

ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Мета роботи: практичне вивчення характеру гідролізу солей, вплив температури, розведення на процес гідролізу.

Методика проведення досліджень

Дослід 1. Визначення характеру гідролізу

У чотири пробірки помістіть по одному мікрошпателю сухих солей сульфату алюмінію, сульфату калію, карбонату натрію (соди), тетраборату натрію (бури) і розчиніть у невеликому об'ємі дистильованої води (приблизно

1 см³). (Для досліду можна використовувати готові розчини солей). Визначте за допомогою універсального індикаторного паперу значення рН даних розчинів солей і запишіть свої спостереження та висновки у лабораторний журнал. Які з даних солей піддаються гідролізу? Напишіть рівняння реакцій гідролізу цих солей у молекулярній та іонній формах за зразком.

Зразок запису рівнянь гідролізу тетраборату натрію (бури):

Na₂B₄O₇ – сіль, що утворена аніоном слабкої кислоти та катіоном сильної основи (гідроліз відбувається за аніоном).

У водному розчині тетраборат натрію дисоціює на іони натрію та тетраборат-аніон, який з катіоном Н⁺ утворює малодисоціюючу речовину. Гідроліз відбувається у дві стадії (на першій стадії утворюється гідротетраборат-іон, а на другій - борна кислота). За стандартних умов гідроліз переважно протікає за першою стадією.

Перша стадія гідролізу:



В результаті реакції утворюються вільні гідроксид-іони, тому розчин має лужне середовище (рН>7).

Зразок запису рівнянь гідролізу сульфату цинку:

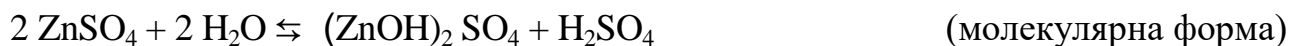
ZnSO₄ - сіль утворена слабкою основою і сильною кислотою (гідроліз відбувається за катіоном).

У водному розчині сульфат цинку дисоціює на іони цинку та сульфат-аніон, який з аніоном ОН⁻ утворює малодисоціюючу речовину. Гідроліз відбувається у дві стадії (на першій стадії утворюється гідроксокатіон цинку, а на другій – гідроксид цинку). За стандартних умов гідроліз переважно протікає за першою стадією.



Перша стадія гідролізу.





В результаті реакції утворюються вільні H^+ -іони, тому розчин має кисле середовище ($\text{pH} < 7$).

Дослід 2. Вплив температури на гідроліз

У пробірку внесіть близько 1 см^3 1н розчину натрій ацетату, додайте 2-3 краплі розчину індикатору фенолфталеїну і сильно нагрійте. Відзначте зміну забарвлення. Розчин охолодіть до кімнатної температури. Як змінився колір? Поясніть зміну кольору індикатору при нагріванні й охолодженні розчину. Складіть рівняння реакцій гідролізу солі в молекулярній та іонній формах.

Дослід 3. Вплив розведення на гідроліз

До 4-5 крапель розчину стібій(III) хлориду (SbCl_3) або бісмут(III) хлориду (BiCl_3) по краплях додавайте дистильовану воду до випадіння осаду. Потім додайте декілька крапель хлоридної кислоти. Що відбувається? Поясніть зсув рівноваги при гідролізі солі.

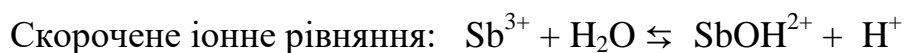
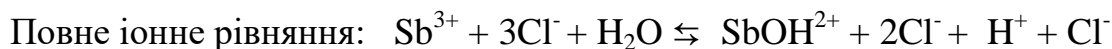
Напишіть рівняння реакції гідролізу солі в молекулярній та іонній формах за зразком, вкажіть назву сполуки, що утворила осад.

Зразок гідролізу хлориду стібію (III).

SbCl_3 - сіль, що утворена аніоном сильної кислоти та катіоном слабкої основи (гідроліз відбувається по катіону).



Перша стадія:



Розчин має кисле середовище ($\text{pH} < 7$), тому що в розчині утворюються вільні іони H^+ .

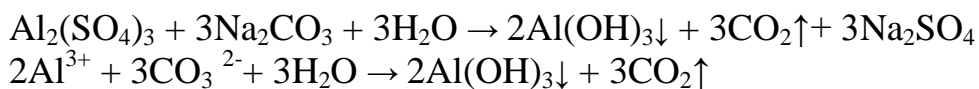
Друга стадія:



Сполука $\text{Sb(OH)}_2\text{Cl}$ нестійка та розкладається за рівнянням:
 $\text{Sb(OH)}_2\text{Cl} \rightarrow \text{SbOCl} \downarrow + \text{H}_2\text{O}$

Дослід 4. Незворотний гідроліз

До 4-5 крапель розчину алюміній сульфату додайте рівний об'єм натрій карбонату. Відзначте випадіння осаду (його колір) і виділення газу. Отриманий осад розділіть на дві частини і перевірте його розчинність у кислоті і надлишку розчину луку. Зробіть висновок про сполуку, яка утворила осад.



Завдання для самостійної роботи

Вивчити теоретичний матеріал за темою, оформити лабораторний журнал, підготуватися до відповіді на контрольні питання.

Контрольні питання:

1. Що називається гідролізом солей?
2. Що таке ступінь гідролізу?
3. Які фактори впливають на ступінь гідролізу? Як можна підсилити гідроліз?
4. Чи підкоряється процес гідролізу законові діючих мас? Як при цьому можна змістити гідролітичну рівновагу в системі?
5. Дайте характеристику типовим випадкам гідролізу солей.
6. Які солі не піддаються гідролізу і чому?
7. Який гідроліз називають незворотним?

Лабораторна робота № 6

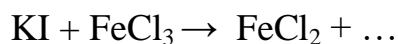
ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Мета роботи: розглянути на практиці окисно-відновні реакції, властивості окисників і відновників, вплив середовища реакції на її напрямок, та характер утворення продуктів.

Методика проведення досліджень

Дослід 1. Окиснення іону Йоду трьохвалентним іоном Феруму

У пробірку налийте 3-4 см³ розчину калій йодиду, додайте 3-4 краплі толуолу або бензену і декілька крапель ферум(III) хлориду. Енергійно збовтайте пробірку і відзначте, що відбувається. Складіть рівняння хімічної реакції методом електронно-іонного балансу.



Дослід 2. Окиснення натрій сульфїту до натрій сульфату вільним Йодом.

У пробїрку налийте 2-3 см³ розчину натрій сульфїту і додайте декілька крапель спиртового розчину йоду. Зверніть увагу на колір спиртового розчину йоду. Відзначте, що відбувається. Складїть рївняння хїмїчної реакції методом електронно-їонного балансу. Дайте вїдповїдь на питання: окисником або вїдновником являється вільний йод у данїй реакції?



Дослід 3. Окисні властивості Хрому з окисним числом +6

3.1 До 2-3 см³ розчину калїй дихромату додайте стїльки ж розведеної сульфатної кислоти і 2 см³ розчину натрій нїтриту. Сумїш слабко нагрїйте. Спостерїгайте за змїною кольору. Складїть рївняння хїмїчної реакції методом електронно-їонного балансу.



3.2 До 2-3 см³ розчину калїй дихромату додайте стїльки ж розведеної сульфатної кислоти і 2 см³ розчину натрій сульфїту. Спостерїгайте за змїною кольору. Складїть рївняння хїмїчної реакції методом електронно-їонного балансу.



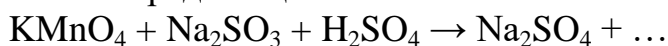
Дослід 4. Окисні властивості калїй перманганату

У три пробїрки налийте по 1-2 см³ розведеного розчину калїй перманганату, потїм в одну пробїрку додайте 2 см³ розведеної сульфатної кислоти, у другу – 3 см³ дистильованої води, у третю – 2-3 см³ концентрованого розчину лугу. Пїсля цього в усї пробїрки налийте по 1-2 см³ розчину натрій сульфїту. Пояснїть явища, що спостерїгаєте, і вїдзначте вплив середовища на процес вїдновлення калїй перманганату. Складїть рївняння хїмїчних реакцій методом електронно-їонного балансу.

Нейтральне середовище:



Кисле середовище:



Лужне середовище:



Завдання для самостійної роботи

Вивчити теоретичний матеріал за темою, оформити лабораторний журнал, підготуватися до відповіді на контрольні питання.

Контрольні питання:

1. Які реакції називають окисно-відновними?
2. Викладіть основні положення теорії окисно-відновних реакцій.
3. Які речовини (елементи) можуть виступати відновниками, а які окисниками?
4. У чому полягає суть електронно-іонного методу складання ОВР?
5. У чому заключаються переваги методу електронно-іонного балансу у порівнянні з методом електронного балансу складання ОВР?
6. Як впливає середовище на характер протікання реакції?
7. Як розрахувати молярну масу еквіваленту окисника і відновника?

Лабораторна робота № 7

ЕЛЕКТРОРУШІЙНА СИЛА (ЕРС) ГАЛЬВАНІЧНОГО ЕЛЕМЕНТУ

Мета роботи: експериментальне визначення ЕРС мідно-цинкового елемента при різних концентраціях електролітів компенсаційним методом; визначення стандартного потенціалу цинка.

Гальванічний елемент – це пристрій, у якому енергія хімічної реакції перетворюється в електричний струм. Проте гальванічні елементи використовуються не тільки як хімічні джерела струму. У лабораторній практиці часто застосовують потенціометричний метод дослідження, заснований на вимірі ЕРС певних елементів, для визначення концентрації, кислотності і так далі.

Методика проведення досліджень

1. Для виміру ЕРС звичайно використовується компенсаційна схема (див. мал.). При виміру ЕРС необхідно зберігати рівноважне значення потенціалів, тому в зовнішньому ланцюзі повинен бути відсутнім електричний струм.

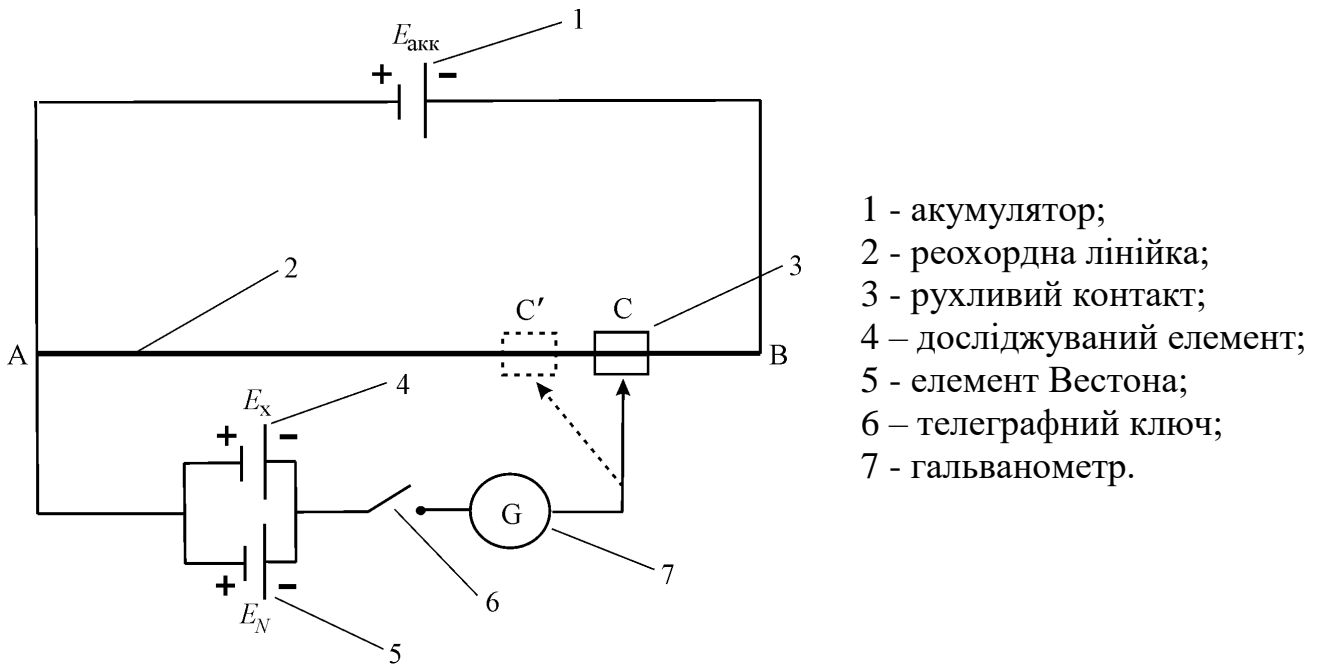


Рисунок 6.1 - Схема компенсаційної установки

Принцип виміру ЕРС компенсаційним методом полягає в тому, що електричний струм від досліджуваного елемента компенсується струмом від акумулятора, що йде йому назустріч. Для цього клеми акумулятора підключаються до кінців реохорда АВ. Клеми гальванічного елемента підключаються на відрізок того ж опору (АС), довжину якого можна змінювати, переміщуючи рухливий контакт С. При цьому потрібно стежити за правильністю підключення клем: у точці А виводяться однойменні клеми зовнішнього джерела (акумулятора) і гальванічного елемента. ЕРС акумулятора повинна бути більше, ніж E_{C_x} . Тоді при деякому положенні контакту С сила струму, створювана акумулятором на кінцях цієї ділянки, виявиться рівною по величині I_x і компенсує її. Включений у ланцюг гальванометр (G) покаже при цьому відсутність струму. При компенсації справедливо таке співвідношення :

$$\frac{E_{C_{ак}}}{E_{C_x}} = \frac{AB}{AC}$$

Підбирати потрібний відрізок АС слід, замикаючи ланцюг на короткі миті за допомогою телеграфного ключа (щоб уникнути електролізу).

2. Визначення ЕРС акумулятора.

Зібравши компенсаційну схему, перший вимір проводять не з досліджуваним елементом, а з гальванічним елементом із відомою ЕРС. Це необхідно для визначення ЕРС акумулятора, що не являється постійною величиною. У якості еталона використовується ртутно-кадмієвий елемент Вестона, електрорушійна сила якого завжди постійна величина: $E_{C_B} = 1,018В$. Домігшись компенсації при деякій позиції рухливого контакту (АС), обчисліть ЕРС акумулятора: $E_{C_{ак}} = 1,018 \frac{AB}{AC}$

3. Визначення ЕРС мідно-цинкового елемента.

Складіть гальванічний мідно-цинковий елемент: у стаканчики з розчинами CuSO_4 та ZnSO_4 опустіть відповідно мідну та цинкову пластинки, і розчини з'єднайте сольовим містком. Умовний запис елемента робиться в такий спосіб: починаючи з анода вказують послідовно усі тверді і рідкі фази, межі між ними позначаються вертикальною рисою, а сольовий місток – двома вертикальними рисами: $(-)\text{Zn}|\text{ZnSO}_4||\text{CuSO}_4|\text{Cu}(+)$.

Вказують концентрацію узятих розчинів солей (C_1 і C_2). Концентрації візьміть за вказівкою викладача, наприклад 1 н CuSO_4 та 1 н ZnSO_4 ; 1 н CuSO_4 та 0,1 н ZnSO_4 ; 0,1 н CuSO_4 та 1 н ZnSO_4 .

Гальванічний елемент підключіть у компенсаційну схему, пересовуючи контакт, добийтесь компенсації й обчисліть ЕРС за формулою:

$$E_{PC_x} = E_{PC_{ак}} \frac{AK}{AC}$$

Повторіть виміри й обчисліть E_{PC_x} при різних концентраціях солей.

4. Визначення відносного потенціалу цинку.

Зберіть гальванічний елемент із цинкового напівелементу з 0,1 М розчином (або 1 М розчином) і електрода порівняння, наприклад, каломельного. Умовний запис елемента:



Компенсаційним методом виміряйте E_{PC_x} цього елемента. Знайдене значення дорівнює різниці потенціалів: $E_{PC_x} = E_{кп} - E_{Zn}$.

Оскільки $E_{кп} = +0,244$ В, то $E_{Zn} = 0,244 - E_{PC_x}$.

Завдання для самостійної роботи. Вивчити теоретичний матеріал за темою, навести розрахунки електрорушійної сили різних гальванічних елементів та відносного електродного потенціалу цинку, підготувати відповіді на контрольні питання.

Контрольні питання:

1. Який механізм виникнення електродного потенціалу для металів різноманітної природи?
2. Що таке електродна реакція і яка вона для електродів першого роду?
3. Яким рівнянням виражається залежність рівноважного електродного потенціалу від природи металу і концентрації іонів?
4. Мідна пластина знаходиться в розчині солей CuSO_4 і K_2SO_4 . Від концентрації яких іонів залежить потенціал міді відповідно до рівняння Нернста?
5. Що таке нормальний потенціал?
6. Чи можна виміряти потенціал ϕ ?
7. Як складається гальванічний елемент?
8. Що таке електрорушійна сила (ЕРС) елемента? Який її знак?
9. Що таке катод? Анод?

10. Чому в гальванічній парі роль анода виконує той метал, що має більш високу хімічну активність?
11. Чому при розімкнутому зовнішньому ланцюзі рівновага на електродах не порушується?
12. Які процеси протікають на катоді й аноді при замиканні зовнішнього ланцюга?
13. Чому гальванічні елементи називають хімічними джерелами струму?
14. Що таке відносний потенціал?
15. Як улаштований водневий електрод (напівелемент)? Яка електродна реакція відбувається на водневому електроді? У якому випадку потенціал водневого електрода являється нормальним і чому дорівнює його величина?
16. Що означає знак і величина потенціалу електрода, вираженого за водневою шкалою?
17. Що таке електроди порівняння і для чого їх використовують?
18. У чому полягає компенсаційний метод виміру ЕРС?
19. З якою метою застосовується елемент Вестона?
20. Як можна експериментально знайти відносний потенціал електрода?

Лабораторна робота № 8

КОМПЛЕКСОНОМЕТРИЧНЕ ВИЗНАЧЕННЯ ЗАГАЛЬНОЇ ТВЕРДОСТІ ВОДИ

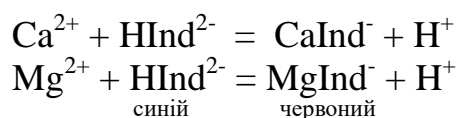
Мета роботи: оволодіння практичними навичками дослідження якості води, а саме визначення загальної твердості води комплексометричним методом.

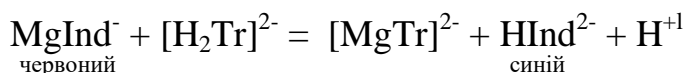
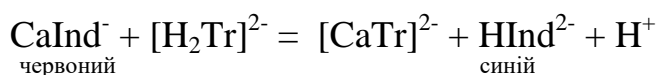
В процесі виконання лабораторної роботи студенти повинні набути навички проведення титриметричного аналізу.

Трилонометрія - один з комплексометричних методів, в якому використовується 0,05н розчин Трилону Б (комплексону III), що здатний утворювати міцні внутрішньокмплесні сполуки з катіонами багатьох металів, що визначаються Cu^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Al^{3+} , Ti^{4+} та ін. Формулу Трилона Б можна представити спрощено $\text{Na}_2[\text{H}_2\text{Tr}]$. В розчині він дисоціює на іони Na^+ та комплексні іони $[\text{H}_2\text{Tr}]^{2-}$.

Твердість води характеризують молярною концентрацією еквівалентів іонів Кальцію і Магнію ($f_{\text{екв}} = 1/2$) і виражають в ммоль/дм³. Вміст цих елементів визначають титруванням проби води (100 см³) розчином Трилону Б в амонійному буферному розчині. Індикатором може бути хром темно-синій.

Рівняння реакцій:





Методика проведення досліджень

1. Бюретку заповнюють робочим розчином Трилону Б.
2. В колбу для титрування за допомогою мірної колби відбирають 100,0 см³ водопровідної води, додають 20 см³ амонійного буферного розчину за допомогою циліндру, мікрошпатель індикатору хрому темно-синього і перемішують розчин до повного розчинення індикатору.
3. Все, що є у колбі для титрування, титрують розчином Трилону Б до переходу кольору від винно-червоного до синьо-фіолетового.
4. Повторюють визначення з паралельною пробою і знаходять середнє значення з 3-х близьких результатів. Результати заносять в таблицю:

Таблиця 8.1 – Результати титриметричних вимірювань

Номер титрування	Дані про розчин Трилону Б			Дані про воду
	Об'єм на кожне титрування, V(Na ₂ [H ₂ Tr]), см ³	Середній об'єм, V(Na ₂ [H ₂ Tr]) см ³	C(1/2Na ₂ [H ₂ Tr]) моль/дм ³	Об'єм на кожне титрування, см ³
1.				100
2.				100
3.				100

2. Розраховують загальну твердість води із співвідношення:

$$C(1/2\text{Mg}^{2+} + 1/2\text{Ca}^{2+}) = \frac{C(1/2 \text{Na}_2[\text{H}_2\text{Tr}]) \cdot \overline{V}(\text{Na}_2[\text{H}_2\text{Tr}]) \cdot 1000}{V(\text{H}_2\text{O})}, \text{ ммоль/дм}^3$$

Завдання для самостійної роботи

Підготувати теоретичний матеріал за темою, оформити лабораторний журнал, навести необхідні розрахунки і зробити висновок щодо відповідності водопровідної води нормативним вимогам стосовно твердості води, підготуватися до відповіді на контрольні питання.

Контрольні питання:

1. Чим обумовлена твердість води?

2. Який процес називається комплексоутворенням?
3. Що таке комплексонометричне титрування.
4. Який закон лежить в основі будь-якого титрування?
5. Як визначити точку еквівалентності (кінцеву точку титрування)?
6. Як розраховується твердість води?
7. Що таке тимчасова та постійна твердість води?
8. Якої шкоди завдає твердість води промислового обладнання?
9. Які Ви знаєте способи усунення твердості води?

ЛІТЕРАТУРА

1. Глинка Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – Л. : Химия, 1983. – 703 с.
2. Загальна та неорганічна хімія. У 2-х ч. / О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Іванов. – К. : “Педагогічна преса”, 2002. – 520 с.: іл.
3. Григор’єва В.В. Загальна хімія / В.В. Григор’єва, В.М. Самойленко, А.М. Сич. – К.: Вища школа, 1991. – 431 с.
4. Пікула Л.Ф. Хімія. Навчальний посібник для самостійного вивчення матеріалу та виконання індивідуальних завдань для студентів факультету обладнання переробних і харчових виробництв спеціальності 7.090221 / Л.Ф.Пікула, А.В. Іщенко, Г.М. Розанцев. – Донецьк: ДонНУЕТ, 2013. – 187 с.
5. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия / Н.С. Ахметов. – М. : ВШ, 1988. 637 с.
6. Хомченко Г.П. Неорганическая химия / Г.П. Хомченко, И.К. Цитович. – М. : ВШ, 1987. – 464 с.: ил.
7. Хомченко Г.И. Практикум по общей и неорганической химии с применением полумикрометода / Г.П. Хомченко. – М. : ВШ, 1980. – 145 с.
8. Фримантл М. Химия в действии. В 2-х ч. / М. Фримантл. – М. : Мир, 1991. – 528 с.
9. Хаускрофт К. Современный курс общей химии / К. Хаускрофт, Э. Констебел. – М. : Мир, 2002. – I, II том. – 864 с.

Навчальне видання

Горайнова Юлія Артурівна

Кафедра технології в ресторанному господарстві
та готельної і ресторанної справи

**МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ
ДО ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ З
ДИСЦИПЛІНИ**

ХІМІЯ

Спеціальності: 133 «Галузеве машинобудування»

142 «Енергетичне машинобудування»

Ступінь: бакалавр

Формат 60×84/8. Ум. др. арк.2.

Донецький національний університет
економіки і торгівлі імені
Михайла Туган-Барановського
50042, Дніпропетровська обл.,
м. Кривий Ріг, вул. Курчатова, 13.
Свідоцтво суб'єкта видавничої
справи ДК № 4929 від 07.07.2015 р.