

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ, МОЛОДІ ТА СПОРТУ УКРАЇНИ
ДЕРЖАВНИЙ ВИЩИЙ НАВЧАЛЬНИЙ ЗАКЛАД
«ДОНЕЦЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ»
АВТОМОБІЛЬНО-ДОРОЖНИЙ ІНСТИТУТ

Кафедра «Загальнонаукові дисципліни»

**МЕТОДИЧНИЙ ПОСІБНИК
ДЛЯ ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНОГО ПРАКТИКУМУ З ХІМІЇ
ГАЛУЗІ ЗНАНЬ 0701 «ТРАНСПОРТ І ТРАНСПОРТНА
ІНФРАСТРУКТУРА» ДЛЯ СТУДЕНТІВ НАПРЯМІВ
ПІДГОТОВКИ: 6.070106 – «АВТОМОБІЛЬНИЙ ТРАНСПОРТ» І
6.070101 – «ТРАНСПОРТНІ ТЕХНОЛОГІЇ (АВТОМОБІЛЬНИЙ
ТРАНСПОРТ)»**

15/36-2011-04

Горлівка – 2014

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ, МОЛОДІ ТА СПОРТУ УКРАЇНИ
ДЕРЖАВНИЙ ВИЩИЙ НАВЧАЛЬНИЙ ЗАКЛАД
«ДОНЕЦЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ»
АВТОМОБІЛЬНО-ДОРОЖНІЙ ІНСТИТУТ

Кафедра «Загальнонаукові дисципліни»

«ЗАТВЕРДЖУЮ»

Директор АДІ ДВНЗ «ДонНТУ»

М.М. Чальцев

19.10.2011р

МЕТОДИЧНИЙ ПОСІБНИК
ДЛЯ ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНОГО ПРАКТИКУМУ З ХІМІЇ ГАЛУЗІ
ЗНАНЬ 0701 «ТРАНСПОРТ І ТРАНСПОРТНА ІНФРАСТРУКТУРА» ДЛЯ
СТУДЕНТІВ НАПРЯМІВ ПІДГОТОВКИ: 6.070106 – «АВТОМОБІЛЬНИЙ
ТРАНСПОРТ» І 6.070101 – «ТРАНСПОРТНІ ТЕХНОЛОГІЇ
(АВТОМОБІЛЬНИЙ ТРАНСПОРТ)»

15/36-2011-04

«РЕКОМЕНДОВАНО»

Навчально-методична комісія
факультету

«Автомобільний транспорт»

Протокол № 2 від 18.10.2011р.

«РЕКОМЕНДОВАНО»

Навчально-методична комісія
факультету

«Транспорті технології»

Протокол № 2 від 12.10.2011р.

«РЕКОМЕНДОВАНО»

Кафедра

«Загальнонаукові дисципліни»

Протокол № 2 від 05.10.2011р.

УДК 546.1(07)

Методичний посібник для виконання лабораторного практикуму з хімії галузі знань 0701 "Транспорт і транспортна інфраструктура" для студентів напрямів підготовки: 6.070106 – "Автомобільний транспорт" і 6.070101 – "Транспортні технології (автомобільний транспорт)" [Електронний ресурс] / укладачі: А.П. Карпинець, І.Є. Голуб. – Електрон. дані. – Горлівка: ДВНЗ «ДонНТУ» АДІ, 2014. – 1 електрон. опт. диск (CD–R); 12 см. – Систем. вимоги: Pentium; 32 RAM; WINDOWS 98/2000/NT/XP; MS Word 2000. – Назва з титул. екрану.

Наведено методику, визначена апаратура і техніка виконання лабораторних робіт з хімії, що відбивають специфіку майбутньої спеціальності студентів. Наведено рекомендації і завдання з організації і контролю самостійної роботи студентів, програми для розв'язання прикладних хімічних задач на ПЕОМ і комп'ютерної діагностики засвоєння матеріалу.

Укладачі:

Карпинець А.П., к.х.н., доц.
Голуб І.Є.

Відповідальний за випуск:

Карпинець А.П., к.х.н., доц
каф. «Загальнонаукові дисципліни»

Рецензенти:

Базаянц Г.В., д.т.н., проф.
каф. «Загальнонаукові
дисципліни»

Сирота В.М., к.т.н., доц.
каф. «Технічна експлуатація
автомобілів»

© Державний вищий навчальний заклад
«Донецький національний технічний університет»
Автомобільно-дорожній інститут, 2014.

ЗМІСТ

Загальні дидактичні рекомендації.....	4
Тема 1. Класи неорганічних сполук і типи хімічних реакцій.....	7
Тема 2. Визначення еквівалентних мас простих і складних речовин.....	10
Тема 3. Встановлення хімічних формул неорганічних і органічних сполук.....	13
Тема 4. Будова атомів і систематика хімічних елементів головних і побічних підгруп.....	15
Тема 5. Періодичний закон і періодична система елементів Д.І. Менделєєва.....	17
Тема 6. Хімічний зв'язок і структура молекул.....	20
Тема 7. Термодинаміка хімічних процесів.....	21
Тема 8. Кінетика хімічних реакцій.....	24
Тема 9. Хімічна рівновага у гомогенних і гетерогенних системах.....	28
Тема 10. Способи вираження концентрації розчинів. Властивості розчинів неелектролітів.....	31
Тема 11. Фізико-хімічні властивості розчинів електролітів.....	34
Тема 12. Жорсткість води і методи її пом'якшення.....	37
Тема 13. Окисно-відновні реакції і хімічний захист навколишнього середовища.....	40
Тема 14. Хімічні джерела електричного струму. Електрохімічна корозія та захист від неї на транспорті.....	43
Тема 15. Хімічні властивості металів і сплавів.....	47
Тема 16. Електроліз водних розчинів електролітів.....	50
Тема 17. Комплексні сполуки.....	54
Тема 18. Важкі конструкційні метали та їхні сполуки.....	56
Тема 19. Ідентифікація забруднювачів довкілля, обумовлених автомобільним транспортом.....	58
Тема 20. Фізико-хімічні методи моніторингу і захисту довкілля.....	63
Список рекомендованої літератури.....	69
Додаток А. Загальні відомості про пакет прикладних програм з хімії.....	70
Додаток Б. Розрахунок еквівалентної маси металу.....	71
Додаток В. Визначення найпростішої формули речовини.....	72
Додаток Г. Встановлення істинної формули сполуки.....	73
Додаток Д. Енергетика хімічної реакції.....	74
Додаток Е. Розрахунок енергії активації реакції.....	75
Додаток Ж. Розрахунок хімічної рівноваги.....	77
Додаток К. Способи вираження концентрації розчинів.....	78
Додаток Л. Електроліз водних розчинів.....	80

ЗАГАЛЬНІ ДИДАКТИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ

Вивчення дидактичного циклу вузівського курсу хімії реалізується в процесі трьох взаємозалежних форм занять: лекцій, лабораторних занять і індивідуальної роботи студентів. Теоретичні знання, отримані студентами на лекціях і при роботі з літературою, закріплюються і поглиблюються, одержують практичний вихід у ході лабораторного практикуму.

На практикумі пропонується проведення лабораторних робіт і розв'язання прикладних задач із застосуванням засобів обчислювальної техніки (ОТ). Останні дозволяють прогнозувати можливість протікання тієї або іншої реакції, вибрати оптимальні умови її реалізації.

Основа лабораторної роботи – хімічний експеримент – дослід, проведений у спеціально створених умовах. Виконуючи експеримент пошукового характеру, студент стає дослідником. Важливо засвоїти, що експеримент на лабораторних заняттях з хімії – це найважливіший шлях зв'язку теорії з практикою, шлях перетворення знань студента в переконання, джерело пізнання складних хімічних явищ мікросвіту.

У результаті виконання лабораторних робіт студенти повинні:

– *знати*: основні закономірності здійснення хімічних і електрохімічних процесів, методи теоретичного і експериментального дослідження в хімії, найважливіші чинники, що визначають реакційну здатність хімічних елементів і їхніх сполук; методи синтезу й аналізу конструкційних матеріалів; фізико-хімічні властивості металів, сплавів, полімерів і особливості їх застосування в автомобілебудуванні, вимоги до упаковки і умов зберігання вантажу під час перевезень хімічних реагентів на транспорті;

– *уміти*: робити розрахунки термодинамічних і кінетичних параметрів хімічних реакцій за допомогою персональних комп'ютерів, виготовляти макети й установки для проведення експериментів; самостійно виконувати досліди і робити узагальнюючі висновки щодо них; за допомогою певних методик вибирати методи контролю забрудненості та засоби очистки повітря, стічних вод, ґрунтів та водоймищ від шкідливих домішок, пов'язаних з діяльністю автомобільного транспорту.

Важливий елемент самостійної роботи студента – підготовка до виконання лабораторного практикуму. У кожній лабораторній роботі можна виділити наступні етапи: аналіз завдання, підготовка до проведення експериментів, виконання дослідів, математична обробка й аналіз результатів, висновки й узагальнення, складання звіту.

Перші два етапи виконуються студентом самостійно. До заняття варто готуватися заздалегідь: вивчити теоретичний матеріал даної теми за літературою, що рекомендується, і конспектом лекцій, вирішити задачі, підготуватися до виконання експериментів – уважно вивчити інструкцію

до лабораторної роботи, продумати її виконання і зробити заготівку для оформлення звіту.

У заготівці для оформлення звіту вказуються: тема роботи, її мета, назва і короткий зміст дослідів; треба також передбачити форму запису спостережень і висновків, продумати розташування рисунків і рівнянь реакцій. Рекомендується застосовувати табличну форму запису результатів експериментів:

Короткий зміст експерименту	Рівняння реакцій, що протікають	Спостереження	Висновки
1	2	3	4

При цьому графа 1 заповнюється до заняття, а наступні (2–4) – у лабораторії в ході проведення дослідів. При цьому вказуються умови і якісні ознаки реакцій (зміна забарвлення розчину, випадіння осаду чи його розчинення, колір осаду, виділення газу, його колір і запах, нагрівання чи охолодження системи й ін.).

Підготовку студента до лабораторного заняття перевіряє викладач. Перед проведенням кожної роботи здійснюється один із видів контролю знань (усний, письмовий, електронний). Непідготовлений студент не допускається до виконання лабораторної роботи, а замість цього він у лабораторії вивчає матеріал теми за підручником. Пропущена таким чином робота виконується в позаурочний час.

У ході виконання експериментів у хімічній лабораторії варто суворо дотримуватися вимог з техніки безпеки. Для цього необхідно точно дотримуватися порядку і послідовності операцій проведення дослідів, застосовувати хімічні реактиви в кількості, що не перевищує зазначеної в посібнику. У ході експерименту треба уважно стежити за протіканням хімічних реакцій і відзначати їхні характерні риси. По закінченні роботи потрібно розібрати установку, ретельно вимити хімічний посуд, упорядкувати своє робоче місце. У ході заняття студенти записують свої спостереження, проводять розрахунки, у тому числі з використанням ПЕОМ, роблять висновки й отримані результати представляють на підпис викладачу.

Для тестування знань студентів і самоконтролю засвоєння матеріалу застосовуються пакети прикладних програм і ситуаційних завдань (див. Додатки А–Л). При їхній розробці ми виходили з того, що дисципліну "Хімія" вивчають студенти першого курсу, що паралельно засвоюють цикл дисциплін "Інформатика" і "Обчислювальна техніка". Це обумовило дидактичне обґрунтування вибору алгоритмічної мови "Visual Basic 6.0" і засобів ОТ – ПЕОМ типу ІВМ. До переваг останніх відносяться:

6

доступність, розвинене програмне забезпечення, широкий набір зовнішніх пристроїв, можливість вирішення в діалоговому режимі досить складних науково-технічних, інженерних і оптимізаційних задач з хімії та хімічної технології, у тому числі тих, що відбивають специфіку майбутньої спеціальності студентів.

Загальні відомості про пакет розроблених прикладних програм з хімії наведено в Додатках А – Л.

Лабораторний практикум з хімії студенти спеціальності "Автомобілі та автомобільне господарство" виконують у першому семестрі, а студенти спеціальності "Транспортні технології" – у другому.

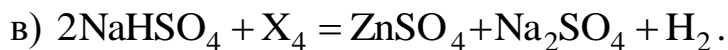
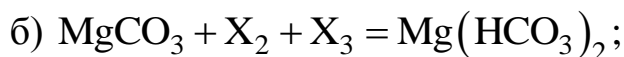
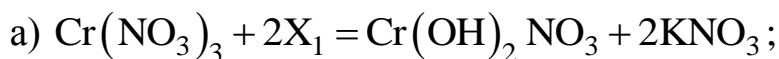
ТЕМА 1. КЛАСИ НЕОГРАНІЧНИХ СПОЛУК І ТИПИ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Мета роботи – ознайомитися з основними властивостями оксидів, гідроксидів, кислот, солей і хімічними процесами за їх участю.

1.1 Завдання для самостійної роботи

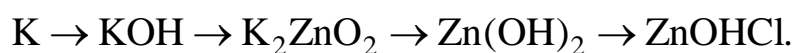
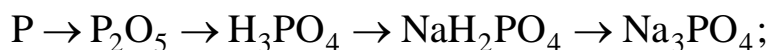
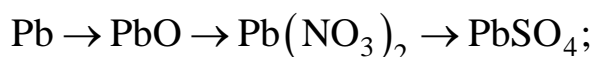
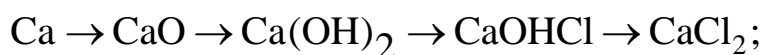
Вивчить теоретичний матеріал за підручниками [1; С. 192 - 206], [2; § 15, 16, 87]. Виконайте письмово наступні вправи:

1. Визначте формули речовин X_1 , X_2 , X_3 та X_4 , назвіть усі сполуки:



2. З якими з зазначених речовин реагує розведена сульфатна кислота: Ag, N₂, Fe₂O₃, Ba(OH)₂, CO₂, Zn, HNO₃, KNO₃, Pb(NO₃)₂, KOH? Складіть рівняння реакцій, що протікають.

3. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити наступні перетворення:



4. Чи можна одержати розчин, що містить одночасно:

- | | |
|--|--|
| а) Ba(OH) ₂ і HCl; | г) Na ₂ SO ₄ і H ₂ S; |
| б) Na ₂ CO ₃ і CaCl ₂ ; | д) CuSO ₄ і KOH; |
| в) AgNO ₃ і NaCl; | е) KCl і NaNO ₃ ? |

Зазначте, які комбінації неможливі і чому.

5. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна одержати в лабораторії наступні речовини:

- | | |
|--------------------------|---------------------|
| а) гідроген хлорид; | б) плюмбум сульфід; |
| в) хром (III) гідроксид; | г) барій сульфат; |
| д) купрум (II) нітрат; | е) аргентум бромід. |

6. У трьох нумерованих, але не підписаних пробірках, знаходяться порошки білого кольору: оксиди магнію, цинку й фосфору (V).

Які хімічні реакції потрібно провести, щоб розпізнати ці речовини?

Складіть алгоритм пошуку, напишіть рівняння реакцій.

1.2 Експериментальна частина

Дослід 1. Властивості кальцій оксиду і його гідроксиду

Шматочок негашеного вапна (CaO) помістіть в пробірку і долийте 2–3 мл дистильованої води. Збовтайте вміст пробірки, звертаючи увагу на розчинність оксиду. Після відстоювання введіть у систему 3–5 крапель розчину фенолфталеїну. Які йони викликали забарвлення індикатору?

До отриманого розчину додайте декілька крапель розчину хлоридної кислоти. Чому зникає малинове забарвлення системи?

Складіть молекулярні та йонні рівняння реакцій, що протікають, і зробіть висновок щодо характеру властивостей оксиду і гідроксиду кальцію.

Дослід 2. Властивості карбон діоксиду і карбонатної кислоти

Налийте в пробірку 2 мл дистильованої води і 3–5 крапель розчину лакмусу. Потім пропустіть з апарата Кіппа у воду вуглекислий газ до зміни забарвлення індикатору. До отриманого розчину додайте декілька крапель луку. Що спостерігається? Складіть рівняння реакцій. Якими властивостями володіють CO_2 і його гідроксид?

Дослід 3. Властивості амфотерних сполук

Виходячи з розчинної солі алюмінію, одержіть у пробірці нерозчинний у воді $\text{Al}(\text{OH})_3$. Осад розділіть на дві частини. До однієї додайте розчин кислоти, до іншої – луг до розчинення осаду. Складіть молекулярні та йонні рівняння реакцій, що протікають. Зробіть висновок про властивості алюміній гідроксиду.

Дослід 4. Одержання основної солі купруму (II) і її перетворення в середню

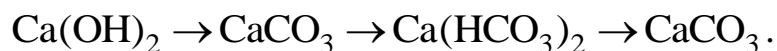
У дві пробірки налийте по 5 – 6 крапель розчину CuSO_4 . Потім у першу пробірку додайте стільки ж розчину луку, а в другу – лише 1–2 краплі.

Визначте забарвлення купрум (II) гідроксиду і купрум (II) гідроксосульфату $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$, що утворюються. Нагрійте отримані осадки. У якому випадку відбулося розкладання речовини?

Напишіть рівняння всіх реакцій, що протікають. Зробіть висновок про різну термічну стійкість $\text{Cu}(\text{OH})_2$ і $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$. Проведіть хімічну реакцію: $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4$ і складіть її рівняння.

Дослід 5. Одержання кислої солі

Налийте у пробірку 2 – 3 мл вапняної води (кальцій гідроксиду) і пропустіть в неї вуглекислий газ з апарату Кіппа. Спостерігайте появу білого осаду кальцій карбонату. Продовжуйте насичення вуглекислим газом до повного розчинення осаду. Потім долийте в розчин $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Що спостерігається? Складіть рівняння реакцій, що протікають за схемою:



ТЕМА 2. ВИЗНАЧЕННЯ ЕКВІВАЛЕНТНИХ МАС ПРОСТИХ І СКЛАДНИХ РЕЧОВИН

Мета роботи – ознайомитися з експериментальним визначенням еквівалентних мас (Е) металів за об'ємом витиснутого ними водню, методикою розрахунку Е на ПЕОМ, а також оцінкою Е складних сполук.

2.1 Підготовка до заняття

Цей вид роботи включає вивчення теоретичного матеріалу за навчальною літературою [1; с.15 – 20], [2; §12,13,16], [3; с. 8 – 9] і рішення наступних задач.

1. Оксид трьохвалентного елемента містить 31,58 % Оксигену. Обчисліть еквівалентну, молярну й атомну маси цього елемента.

2. 0,376 г Al при взаємодії з кислотою витиснули 0,468 л H₂, що виміряний за нормальних умов (н.у.). E_{Al}=8,99 г/моль. Визначте еквівалентний об'єм водню.

3. Обчисліть атомну масу двохвалентного металу і визначте, який це метал, якщо при температурі 20⁰С і тиску 750 мм рт. ст. на окиснення 25 г металу потрібно 2,22 л кисню (Відповідь: A=137 а.о.м., Ва).

4. Чи однакова еквівалентна маса Fe(OH)₃ у реакціях, що протікають за схемою:



Складіть рівняння реакцій і обчисліть еквівалентну масу Fe(OH)₃ у кожному випадку.

2.2 Експериментальна частина

Прилади і реактиви: установка для визначення еквівалентної маси металу (рис. 2.1), терези лабораторні електронні MW – VI – 300, зразки металів (Mg, Al, Zn), розчин сульфатної кислоти. Засіб ОТ: ПЕОМ.

2.2.1 Послідовність виконання роботи

Зважте на електронних терезах 40 мг порошкоподібного металу (наприклад, магнію) і загорніть його у маленький шматочок фільтрувального паперу (~3x3см). Переконайтесь у герметичності установки, потім налейте в пробірку ¼ її об'єму розчину сульфатної кислоти. Наважку металу, зволожену водою, закріпіть скляною паличкою

на стінці пробірки так, щоб метал не стикався з кислотою. Після цього закрийте пробірку пробкою і відзначте рівень води в бюретці (V_1).

Струсіть наважку металу в кислоту; спостерігайте виділення водню і витиснення води з бюретки. Після закінчення реакції дайте пробірці охолонути й установіть однаковий рівень води в бюретці й у лійці, опустивши для цього зрівняльну лійку.

Запишіть нове положення рівня рідини в бюретці (V_2), а також показання термометра і барометра. При розрахунку необхідно враховувати парціальний тиск пари води P_{H_2O} , оскільки водень був зібраний над водою (табл. 2.2).

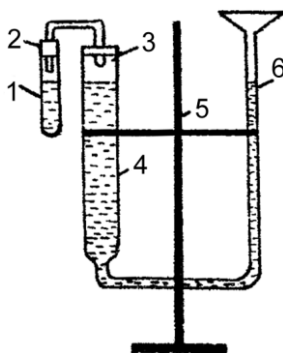


Рисунок 2.1 – Схема установки для визначення еквівалентної маси металів.

1 – пробірка з реакційною сумішшю; 2,3 – пробки; 4 – бюретка;
5 – штатив; 6 – зрівняльна лійка зі сполучною трубкою.

Таблиця 2.1 – Експериментальні дані для визначення еквівалентної маси металу

Параметр	Позначення
1	2
Наважка металу, г	m
Рівень води в бюретці, мл до дослідів	V_1
після дослідів	V_2
Об'єм водню, що виділився, ($V_2 - V_1$), мл	$V_{(H_2)}$
Атмосферний тиск, мм рт. ст.	P
Тиск насиченої водяної пари при температурі дослідів, мм рт. ст.	P_{H_2O}
Температура дослідів, К	T
Експериментально знайдена еквівалентна маса, г/моль	E_1
Теоретична еквівалентна маса металу, г/моль	E_2
Помилка експерименту, %	Δ

Таблиця 2.2 – Тиск насиченої водяної пари (мм рт. ст.) в інтервалі температур 287 – 300 К

T	P _{H₂O}	T	P _{H₂O}
1	2	3	4
287	12,0	294	18,6
288	12,8	295	19,8
289	13,6	296	21,0
290	14,5	297	22,3
291	15,5	298	23,7
292	16,5	299	25,2
293	17,5	300	26,7

2.3 Обробка отриманих результатів

Еквівалентну масу металу E_1 розрахуйте за наступним алгоритмом.
Для реакції: $\text{Me} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MeSO}_4 + \text{H}_2$

$$E_1 = \frac{m_{(\text{Me})} \cdot 11,2}{V_{0(\text{H}_2)}}. \quad (2.1)$$

Попередньо приведіть об'єм H_2 до нормальних умов, використовуючи рівняння об'єднаного газового закону:

$$V_0 = \frac{V_{(\text{H}_2)} \cdot (P - P_{\text{H}_2\text{O}}) \cdot T_0}{P_0 \cdot T}. \quad (2.2)$$

Порівняйте величину E_1 із теоретичною $E_2 = \frac{A}{B}$,

де A – молярна маса;

B – валентність металу в даній реакції і оцініть помилку експерименту з точністю до 0,1 %:

$$\Delta = \frac{E_2 - E_1}{E_2} \cdot 100\%. \quad (2.3)$$

Скористайтесь програмою (додаток Б) і обчисліть E_1 , а також відносну похибку Δ .

ТЕМА 3. ВСТАНОВЛЕННЯ ХІМІЧНИХ ФОРМУЛ НЕОРГАНІЧНИХ І ОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Мета роботи – ознайомитися з основними методами і технікою кількісного аналізу хімічних систем, засвоїти методи і прийоми стехіометричних розрахунків із використанням ПЕОМ.

3.1 Завдання для самостійної роботи

Вивчіть теоретичний матеріал за літературою [2; §14,16], [3; с. 22 – 24], [4; с. 21 – 22].

Вирішіть письмово по три із наведених нижче задач за вказівкою викладача, причому задачі 1, 4 виконайте з використанням програм на персональному комп'ютері (див. додатки В, Г).

1. Виведіть найпростішу формулу антидетонатора, що містить 64,1 % Рb, 29,7 % С і 6,2 % Н (Відповідь: $(C_2H_5)_4Pb$).

2. При прожарюванні 100 г алебастру одержали 93,79 г безводної солі $CaSO_4$. Виведіть формулу даного кристалогідрату (Відповідь: $2CaSO_4 \cdot H_2O$).

3. Чи вистачить 300 кг води для повного гасіння 1,12 т вапна CaO ? Яка маса $Ca(OH)_2$ утвориться при цьому? (Відповідь: ні; 1233,3 кг).

4. При повному згорянні 13,8 г органічної речовини утворилося 26,4 г карбон (IV) діоксиду і 16,2 г води. Густина пари цієї речовини за повітрям дорівнює 1,59. Встановіть молекулярну формулу цієї сполуки. (Відповідь: C_2H_6O).

5. Для нейтралізації токсичної дії SO_2 його, як правило, нейтралізують розчином $Ca(OH)_2$. Визначте, чи достатньо 0,8 л 0,5н розчину $Ca(OH)_2$ для переводу 12 л SO_2 у кальцій гідросульфід $Ca(HSO_3)_2$ за нормальних умов.

6. Обґрунтуйте наступну ситуацію. Відпрацьований електроліт кислотного аккумулятора містить 1 кг H_2SO_4 . Для його нейтралізації додали 1 кг $NaOH$. Яке середовище (нейтральне, кисле чи основне) має система? Скорегуйте масу $NaOH$ таким чином, щоб повністю нейтралізувати дію H_2SO_4 .

3.2 Експериментальна частина

Дослід 1. Кількісне визначення CaO і MgO у будівельному вапні

Сумарний вміст активних оксидів кальцію і магнію – одна з найважливіших характеристик неорганічного в'язучого матеріалу – вапна.

У виробничих лабораторіях кількість $\text{CaO}+\text{MgO}$ встановлюють методом титрування – визначення невідомої концентрації розчину однієї речовини за відомою концентрацією іншої шляхом виміру об'ємів реагентів.

На електронних терезах MW-VI-300 зважте 0,8–1,0 г ретельно здрібненого і добре перемішаного негашеного вапна і помістіть наважку у конічну колбу об'ємом 200 мл. Налийте в колбу 150 мл дистильованої води, збовтайте суміш і дайте постояти не менше 5 хв. Потім додайте 2-3 краплі розчину фенолфталеїну і повільно титруйте – додавайте при постійному перемішуванні суміші розчин HCl із концентрацією 0,1 екв/л (01н. HCl) до повного знебарвлення.

Титрування вважається закінченим, якщо протягом 3 хв при періодичному перемішуванні розчин залишиться безбарвним. Запишіть об'єм витраченої кислоти (із точністю до 0,05 мл) у табл. 3.1.

Таблиця 3.1 – Результати титрування

Наважка вапна, г	Об'єм 0,1н HCl на титрування, мл	Вміст $\text{CaO}+\text{MgO}$, %
m_1	V_1	
m_2	V_2	
m_3	V_3	

3.3 Обробка результатів.

Розрахунок $\text{CaO}+\text{MgO}$ роблять по CaO , оскільки кількість MgO у вапні, як правило, набагато менше, ніж CaO , а розходження молярних мас речовин порівняно невелике. Знаючи концентрацію й об'єм HCl , що вступила в реакцію $\text{CaO}+2\text{HCl}=\text{CaCl}_2+\text{H}_2\text{O}$, визначте кількість еквівалентів HCl :

$$n = C_{(\text{HCl})} \cdot \bar{V}_{(\text{HCl})} \quad (3.1)$$

Потім за законом еквівалентів знайдіть масу CaO , що прореагував з кислотою, і обчисліть масову частку CaO MgO (зважаючи на CaO) у взятому для іспиту вапні.

ТЕМА 4. БУДОВА АТОМІВ І СИСТЕМАТИКА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ ГОЛОВНИХ І ПОБІЧНИХ ПІДГРУП

Мета заняття – засвоїти основні положення сучасної теорії будови атомів, навчитися складати електронні формули атомів s, p, d і f - елементів.

4.1 Підготовка до заняття

Цей вид роботи включає вивчення теоретичного матеріалу за підручником [1; с. 25 – 33], конспектом лекцій і письмове виконання наступних вправ.

1. Які значення можуть приймати квантові числа n , l , m_l , m_s , що характеризують стан електронів в атомі? Які величини вони приймають для валентних електронів атома Кальцію?

2. Які з електронних конфігурацій не реалізуються в атомах і чому : $2s^3$; $3s^2$; $4p^7$; $2d^3$; $3d^9$; $2p^4$, $4f^{15}$?

3. Які орбітали атома заповнюються електронами раніш і чому: $3d$ чи $4s$; $4f$ чи $6s$? Напишіть електронну формулу атома елемента з порядковим номером 25.

4. Напишіть електронні формули і складіть електронно-графічні схеми атомів елементів із порядковими номерами 16, 19, 63.

4.1 Експериментальна частина

Дослід 1. Електронна структура атомів і одноатомних йонів металів.

При окисненні атомів металів число електронів на валентному рівні зменшується і утворюються йони з позитивним зарядом, напри-

клад: $Mg - 2e = Mg^{2+}$
 $\dots 3s^2 \qquad \dots 3s^0$

В три пробірки (на 1/3 об'єму) налийте розчин плюмбум нітрату $Pb(NO_3)_2$. В першу пробірку занурьте пластинку заліза, у другу – цинка, у третю – магнія. Через 3 – 5 хвилин огляньте поверхню металів. Складіть рівняння реакцій, що протікали. Опишіть свої спостереження. Заповніть наступну таблицю.

Наведіть схеми розміщення в атомних орбіталах валентних електронів елементів а) Магнію; б) Феруму; в) Цинку; г) Плюмбуму.

Охарактеризуйте валентні електрони цих металів за допомогою чотирьох квантових чисел.

Знайдіть в періодичній системі Д.І. Менделєєва електронні аналоги атома Плюмбума і вкажіть конфігурацію їх валентних електронів.

Таблиця 4.1 – Електронна структура атомів та йонів

До реакції		Після реакції	
Хімічний символ елемента чи йона метала	Електронна формула атома чи йона	Хімічний символ елемента чи йона метала	Електронна формула атома чи йона
Fe Mg Zn Pb ²⁺	...4s ² 3d ⁶		

ТЕМА 5. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН І ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА

Мета роботи – засвоїти основні закономірності періодичного закону Д.І. Менделєєва у світлі сучасних уявлень про будову атомів.

5.1 Завдання для самостійної роботи

Вивчіть теоретичний матеріал теми за підручником [1; с.34 – 44], конспектом лекцій, виконайте наступні вправи.

1. Дайте повну характеристику елементів із порядковими номерами 22, 26, 34, 38 за схемою:

а) назвіть період, групу, підгрупу, в якій знаходиться елемент;
б) зазначте, до якого сімейства відноситься елемент;
в) складіть електронну й електронно-графічну формулу елемента в основному стані атома;

г) укажіть валентні електрони атома і їхній розподіл у квантових комірках в основному і збудженому станах атома;

д) які властивості (металеві або неметалічні) переважають у даного елемента і чому?

е) напишіть формули оксидів і гідроксидів (кислот чи основ) у вищій і нижчих ступенях окиснення елемента;

є) якими властивостями (кислотними, основними або амфотерними) володіють оксиди і гідроксиди в нижчому і вищому ступенях окиснення?

ж) чи утворює елемент сполуку з воднем і який його склад?

и) із якими з речовин KOH , H_2SO_4 , Mg , CO_2 , P_2O_5 реагують оксид і гідроксид елемента з найвищим ступенем окиснення? Складіть рівняння процесів, що протікають.

2. Який з елементів четвертого періоду – Ванадій чи Арсен - має більш виражені металеві властивості і чому? Складіть формули оксидів і гідроксидів цих елементів у нижчих і вищій ступенях окиснення і дайте характеристику їхніх кислотно-основних властивостей. Який із зазначених елементів утворює газоподібну сполуку з воднем? Відповіді мотивуйте, виходячи з будови атомів елементів.

3. Конфігурація валентних електронів одного з елементів $4s^13d^5$. Який це елемент? Складіть формули його оксидів із ступенями окиснення +2, +3, +6 і дайте характеристику їхніх кислотно-основних властивостей.

4. Виходячи з положення металу в періодичній системі, дайте мотивовану відповідь на питання: який із двох гідроксидів є більш сильною основою і чому: а) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ чи $\text{Mg}(\text{OH})_2$? б) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ чи $\text{Fe}(\text{OH})_2$?

в) $\text{Cd}(\text{OH})_2$ чи $\text{Sr}(\text{OH})_2$?

5.2 Експериментальна частина

Дослід 1. Характер дисоціації гідроксидів

Пронумеруйте п'ять пробірок і внесіть у кожну з них по 4 – 5 крапель 5н розчинів: у першу пробірку $MgCl_2$, у другу – $AlCl_3$, у третю – Na_2SiO_3 , у четверту – $NiSO_4$, у п'яту – $ZnSO_4$. У третю пробірку додайте декілька крапель 2н розчину HCl , а в інші – по декілька крапель (до початку випадання осадів) 0,5н розчину $NaOH$. Визначте хімічний характер гідроксидів, що утворилися у всіх випадках.

Результати експерименту представте у вигляді таблиць.

Таблиця 5.1 – Дисоціація гідроксидів s- і p- елементів

Назва гідроксиду	Хімічні властивості	Формула гідроксиду	Схема дисоціації
Магній гідроксид			
Алюміній гідроксид			
Силіцій гідроксид			

Вкажіть конфігурацію валентних електронів атомів Магнію, Алюмінію і Силіцію й електронної структури йонів Mg^{2+} , Al^{3+} і Si в ступені окиснення (+4). У якій залежності – прямій чи зворотній – знаходиться посилення кислотних властивостей гідроксидів від збільшення заряду йонів (ступеня окиснення атомів) для розглянутих гідроксидів?

Враховуючи, що радіуси йонів Mg^{2+} , Al^{3+} і атому Si в ступені окиснення (+4) відповідно дорівнюють 0,065нм, 0,050нм, 0,041нм, встановіть, як впливає зміна радіусів йонів на характер хімічних властивостей вивчених гідроксидів.

Як впливає електронна структура йона на характер дисоціації гідроксидів, якщо відомо, що $Mg(OH)_2$ більш сильна основа, ніж $Ni(OH)_2$? Узагальніть результати експерименту і зробіть висновок щодо впливу розмірів радіуса, величини заряду йона і його електронної структури на характер дисоціації гідроксидів.

У табл. 5.2 внесіть дані, що відносяться до дисоціації гідроксидів магнію, нікелю і цинку, коли йони елементів мають однакові заряди і близькі радіуси.

Таблиця 5.2 – Дисоціація гідроксидів s- і d- елементів

Йон, гідроксид якого одержують	Радіус йона, нм	Електрон- на структура йона	Хімічні властивості гідроксиду	Схема рівняння дисоціації (без ступенів)
Mg ²⁺ Ni ²⁺ Zn ²⁺	0,065 0,069 0,071			

ТЕМА 6. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І СТРУКТУРА МОЛЕКУЛ

Мета заняття – засвоїти основи сучасних теорій утворення хімічних зв'язків, навчитися прогнозувати структуру складних молекул.

6.1 Підготовка до заняття

Цей вид роботи включає вивчення теоретичного матеріалу за підручником [1; с.60 – 89], конспектом лекцій і письмове виконання наступних вправ.

1. Встановіть тип хімічного зв'язку в наступних сполуках: BaJ_2 , ZnCl_2 , $(\text{H}_2\text{O})_2$, K_2SO_4 , PH_3 , H_2Se , BF_4 .

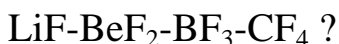
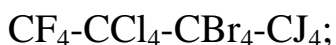
2. Користуючись методом валентних зв'язків, поясніть, чому існує молекула PCl_5 і неможливе утворення NCl_5 .

3. На прикладі утворення молекул азоту і етилена (C_2H_4) розгляньте особливості перекривання орбіталей у випадку σ - і π - зв'язку. Який зв'язок енергетично більш міцний і чому?

4. Для яких із наведених молекул: BeF_2 , BBr_3 , COS , NCl_3 , SiCl_4 , H_2S можна, не проводячи розрахунків, оцінити розмір дипольного моменту? Укажіть геометрію молекул.

5. Чи справедливе ствердження, що для молекул одного типу: AB_2 , AB_3 або AB_4 і т.д. характерна однакова геометрична конфігурація? Відповідь обґрунтуйте, зіставивши структуру молекул трьох типів: AB_2 (CO_2 , H_2S , OF_2), AB_3 (NH_3 , BH_3), AB_4 (CCl_4 , JF_4).

6. Чому і як змінюється полярність хімічних зв'язків у рядах сполук:



7. Чому H_2O і HF , маючи меншу молярну масу, плавляться і киплять при більш високих температурах, чим їхні аналоги?

8. Використовуючи метод молекулярних орбіталей, поясніть парамагнітні властивості молекули кисню. Складіть енергетичну діаграму молекули O_2 .

9. Визначте тип хімічного зв'язку і полярність молекул наступних забруднювачів навколишнього середовища: H_2S , CO , CO_2 , HCN , SO_2 , SO_3 , NH_3 , NO , NO_2 . Які із сполук здатні реагувати один з одним? Наведіть рівняння відповідних реакцій.

10. Визначте тип хімічного зв'язку та коротко його охарактеризуйте в основних забруднювачах довкілля: H_2SO_4 , NaCl , NaNO_3 , FeCl_3 , CuSO_4 , CrCl_3 , C_6H_6 (бензол), $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$, CH_3OH , $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ (фенол), CH_2O (формальдегід).

ТЕМА 7. ТЕРМОДИНАМІКА ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ

Мета заняття – засвоїти методи розрахунку термодинамічних характеристик хімічних реакцій, ознайомитися з методами їхнього експериментального визначення.

7.1 Завдання для самостійної роботи

Вивчіть теоретичний матеріал теми за навчальними посібниками [1; с.119 – 135], [4; с.68 – 72] і вирішіть наступні задачі.

1. Напишіть термохімічні рівняння реакцій горіння ізооктану (C_8H_{18}) і метанолу (CH_3OH) з утворенням карбон діоксиду і пари води, якщо

$$\Delta H_{C_8H_{18}(p)} = 157,0 \text{ кДж / моль ;}$$

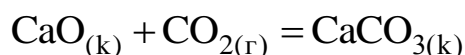
$$\Delta H^{\circ}_{CH_3OH(p)} = -238,57 \text{ кДж / моль ;}$$

$$\Delta H^{\circ}_{CO_2(r)} = -393,51 \text{ кДж / моль ;}$$

$$\Delta H^{\circ}_{H_2O(r)} = -241,83 \text{ кДж / моль .}$$

Розрахуйте теплоту згорання (кДж/кг) 1 кг ізооктану – одного з основних компонентів автомобільного бензину – і синтетичного палива метанолу. Яке паливо – нафтове або синтетичне – відрізняється більш високою теплотворною здатністю? Яке більш екологічно чисте і чому? (Відповідь: 48083,77 кДж/кг; 19956,25 кДж/кг).

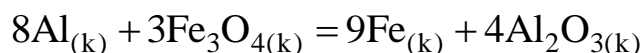
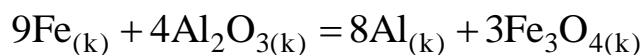
2. Користуючись довідковими величинами ΔH°_{298} і S°_{298} утворення речовин, встановіть, чи можливий у стандартних умовах наступний процес:



ΔH°_{298} , кДж/моль	-635,5	-393,5	-1207,0
S°_{298} , Дж/моль·К	39,5	213,7	88,7

Зробіть розрахунок його термодинамічних характеристик за допомогою персонального комп'ютера. Як впливає температура на цю реакцію? (Відповідь: $\Delta H^{\circ}_{x.p.} = -178$ кДж/моль; $\Delta S^{\circ}_{x.p.} = -164,7$ Дж/моль·К; $\Delta G^{\circ}_{x.p.} = -129,13$ кДж/моль).

3. Яка з двох реакцій



протікає мимовільно в стандартних умовах, якщо

$$\Delta G^{\circ}_{\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{k})} = -1014,2 \text{ кДж/моль},$$

$$\Delta G^{\circ}_{\text{Al}_2\text{O}_3(\text{k})} = -1582,0 \text{ кДж/моль?}$$

Яке практичне значення вона набуває?

(Відповідь: друга; $\Delta G^{\circ}_{\text{x.p.}} = -3285,4 \text{ кДж/моль}$).

4. Визначте, при якій температурі почнеться процес відновлення ферум (III) карбоном:

	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{C}_{(\text{k})} = 2\text{Fe}_{(\text{k})} + 3\text{CO}(\text{г})$			
ΔH°_{298} , кДж/моль	-822,10	0	0	-110,52
S°_{298} , Дж/моль·К	89,96	5,69	27,2	197,91

Для розрахунку на ПЕОМ скористуйтеся програмою, що наведена в додатку Д. Який відновник Fe_2O_3 карбон чи водень більш ефективний та екологічно чистий? (Відповідь: $T = 906,5 \text{ K}$).

7.2 Експериментальна частина

Прилади і реактиви: калориметр, електронні терези MW – IV – 300, термометр Бекмана, мірний циліндр, мішалка, лійка; 1н розчини кислот (HNO_3 , HCl), 1н розчини гідроксидів (NaOH , KOH).

Дослід 1. Визначення ентальпії реакції нейтралізації

Зважте на електронних терезах внутрішню склянку калориметра (m_1). Відміряйте циліндром 150 мл 1н розчину NaOH і вилийте його в цю склянку. Ретельно перемішайте розчин мішалкою і відміряйте початкову температуру системи t_1 . Іншим циліндром відміряйте такий же об'єм 1н розчину HCl . Через лійку швидко вилийте розчин кислоти у внутрішню склянку калориметра і, інтенсивно перемішуючи реакційну суміш, відзначте найвищу її температуру t_2 .

Кількість теплоти, що виділяється в калориметрі, розрахуйте за рівнянням:

$$Q = (c_1 m_1 + c_2 m_2) \cdot \Delta t_1, \quad (7.1)$$

де c_1 – питома теплоємність скла (0,75 Дж/м·К);
 m_1 – маса внутрішньої склянки калориметра, г;
 c_2 – питома теплоємність розчину (4,2 Дж/м·К);
 m_2 – маса розчину, г;
 $\Delta t = t_2 - t_1$ (зміна температури).

Оскільки досліджувані розчини досить розведені, їхню густину

можна умовно прийняти за одиницю. Тоді $m_2 = 300$ г.

$$Q = (0,75m_1 + 4,2 \cdot 300) \cdot \Delta t \quad (7.2)$$

Оскільки $\Delta H = -Q$, обчислена за рівнянням зміна ентальпії відноситься до нейтралізації 0,15 моля гідроксиду. Розрахуйте цю величину для одного моля гідроксиду (кДж/моль).

Аналогічні експерименти (за вказівкою викладача) проведіть із системами: KOH і HCl; NaOH і HNO₃; KOH і HNO₃. Зіставте значення ΔH (кДж/моль) у всіх випадках і порівняйте їх із табличним значенням ентальпії нейтралізації, яке дорівнює 57,22 кДж. Чи залежить величина ΔH від природи кислоти чи гідроксиду і чому?

Дослід 2. Умови одержання купрум (II) оксиду.

Чи можна використовувати процес



для одержання CuO в стандартних умовах, якщо $\Delta H_{298(x.p.)} = 40,48$ кДж/моль; $\Delta S^{\circ}_{298(x.p.)} = 147,35$ Дж/моль·К. Як впливає температура на синтез оксиду? Результати розрахунку підтвердіть експериментально.

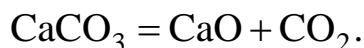
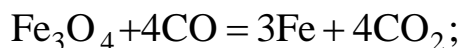
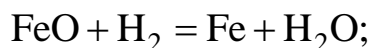
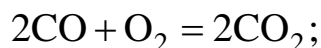
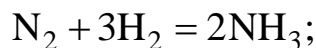
ТЕМА 8. КІНЕТИКА ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Мета роботи – експериментально встановити вплив концентрації реагентів, каталізатора, температури на швидкість хімічних реакцій, розрахувати їхні кінетичні параметри й ознайомитися з основами моделювання хімічних процесів з використанням ПЕОМ.

8.1 Підготовка до заняття

Цей вид роботи включає вивчення теоретичного матеріалу за підручниками [1; с.139 – 149], [5; с.69 – 74] і виконання наступних вправ.

1. Запишіть вираження закону дії мас для реакцій:



Як зміниться швидкість кожного процесу при збільшенні концентрації вихідних речовин у 3 рази?

2. Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2. У скільки разів зростає швидкість цього гомогенного процесу при підвищенні температури від 353 К до 433 К? (Відповідь: у 256 разів).

3. При введенні каталізатора енергія активації хімічної реакції знизилася з 70,1 до 45,0 кДж/моль. В скільки разів зростає швидкість каталітичного процесу, що протікає при температурі 298 К? (Відповідь: у 25000 разів).

4. При температурах 293, 303, 313, 323, 333, 343 К константи швидкості гомогенної реакції першого порядку дорівнюють відповідно 0,038; 0,100; 0,260; 0,676; 1,70 і 4,0. На ПЕОМ розрахуйте енергію активації (Відповідь: 78,14932 кДж/моль).

8.2 Експериментальна частина

У даній роботі вплив різних факторів на швидкість хімічного процесу вивчається на прикладі каталітичного (у присутності КJ) розкладання гідроген пероксиду:



Можна припустити, що сумарна швидкість процесу розкладання визначається першою стадією як більш повільною, тому вона є реакцією першого порядку:

$$v = kC_{\text{H}_2\text{O}_2}. \quad (8.3)$$

Рівняння (8.3) можна переписати у вигляді

$$v = -\frac{dC_{\text{H}_2\text{O}_2}}{dt} \quad (8.4)$$

і після інтегрування ($t = 0$; $C = C_0$ – вихідна концентрація H_2O_2 ; C – концентрація гідроген пероксиду, що розклався до моменту часу t ; k – константа швидкості реакції):

$$\ln \frac{C_0}{C} = kt, \quad (8.5)$$

$$2,3 \lg \frac{C_0}{C} = kt. \quad (8.6)$$

Таким чином, вимір швидкості реакції розкладання гідроген пероксиду засновано на визначенні його концентрації в будь-який даний момент часу. На протязі експерименту під час зниження концентрації вихідної речовини H_2O_2 змінюється і концентрація продуктів реакції – води і кисню. За ходом реакції зручно спостерігати, контролюючи об'єм кисню, що виділився:

$$k = \frac{2,3}{t} \lg \frac{V_k}{V_k - V_t}, \quad (8.7)$$

де V_k – об'єм кисню (мл), що відповідає повному розкладанню гідроген пероксиду;

V_t – об'єм кисню, що виділився до моменту часу t .

Дослід 1. Вплив концентрації гідроген пероксиду на швидкість його розкладання

Для проведення цього і наступних експериментів скористайтеся

установкою, що раніше застосовувалась в роботі 2 (рис. 2.1). У термостатовану при 298 К пробірку налейте відміряні піпеткою 1,5 мл розчину КІ (каталізатор) і 10 мл 5%-го розчину H_2O_2 . У момент змішування розчинів включіть секундомір і відзначайте через кожні 2 хвилини об'єм кисню, що виділився. У ході експерименту опускайте зрівняльну лійку так, щоб рівні води в бюретці і лійці були однаковими.

Побудуйте графік залежності $V_{t(O_2)} = f(t)$. На графіку виберіть три точки і розрахуйте для них константи швидкості. Чи зберігаються сталими ці величини протягом реакції? Чи дійсно досліджуваний процес є реакцією першого порядку? Які розмірність k і її фізичний зміст?

Аналогічні експерименти при 298 К проведіть, застосовуючи 10 %, 15 %, 20 % і 30 %-ні розчини H_2O_2 . Побудуйте графік залежності $V_{t(O_2)} = f(C_{H_2O_2})$.

Дослід 2. Вплив температури на швидкість розкладання гідроген пероксиду

Процес розкладання 10 %-го розчину H_2O_2 у присутності 1,5 мл розчину КІ проведіть при температурах 283, 298, 303, 313, 323 і 333 К, відзначаючи об'єм кисню, що виділився за 10 хв. Представте графічно залежність $V_{O_2} = f(T_i)$. По рівнянню (8.7) розрахуйте значення констант k швидкості процесу ν при різних температурах. Побудуйте графік залежності швидкості реакції від зворотної величини абсолютної температури $\nu = f\left(\frac{1}{T}\right)$. Визначте тангенс кута нахилу й обчисліть енергію активації процесу E_a .

Користуючись програмами розрахунку для ПЕОМ і додатком Е, за значеннями константи швидкості реакції при чотирьох різних температурах розрахуйте енергію активації хімічного процесу і побудуйте його модель.

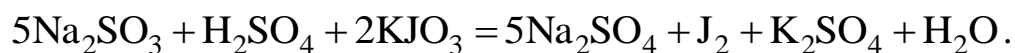
Зіставте значення E_a , отримані графічним і аналітичним методами.

Дослід 3. Вплив каталізатора на швидкість розкладання гідроген пероксиду

Експеримент проведіть при 313 К, відзначаючи об'єм кисню, одержаного при розкладанні H_2O_2 , протягом 5 хв. Реакційною сумішшю в першому випадку служить 10 % – й розчин гідроген пероксиду (10 мл), у другому – система H_2O_2 (10 мл) – розчин КІ (1,5 мл), у третьому – 10 %-й розчин H_2O_2 (10 мл) – 0,01 г MnO_2 . Для гетерогенного каталізу встановіть, чи впливає концентрація манган діоксиду на швидкість процесу. Висновок підтвердіть експериментально.

Дослід 4. Визначення енергії активації ОВР одержання йоду

Використовуючи розведені (0,05 %) розчини реагентів, проведіть наступну реакцію:



На завершення ОВР вказує поява темно-синього забарвлення йоду (у вихідних розчинах KJO_3 доданий крохмаль).

Однакові об'єми підкислених розчинів Na_2SO_3 і KJO_3 (по 25 або 50 мл кожний) при кімнатній температурі злийте у колбу для титрування, перемішайте, по секундоміру оцініть час появи кольору. Аналогічні експерименти проведіть ще 6 разів (у двох дослідах температура на 5° і 10° нижче кімнатної, а в чотирьох – поступово підвищується на 5°). Температуру реакційної суміші вимірюють після появи забарвлення.

За програмою ПЕОМ (Додаток Е) розрахуйте енергію активації ОВР.

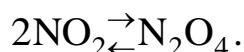
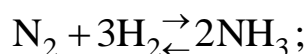
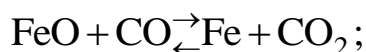
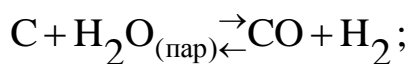
ТЕМА 9. ХІМІЧНА РІВНОВАГА У ГОМОГЕННИХ І ГЕТЕРОГЕННИХ СИСТЕМАХ

Мета заняття – експериментально встановити вплив концентрації реагентів на зміщення хімічної рівноваги, навчитися прогнозувати напрямки хімічних реакцій.

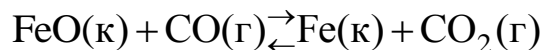
9.1 Завдання для самостійної роботи

Вивчіть теоретичний матеріал теми за навчальними посібниками [1; с.150 – 156], [5; с.78 – 79] і вирішіть наступні задачі.

1. Напишіть вираження констант рівноваги для наступних зворотних систем:

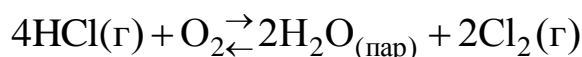


2. Константа рівноваги реакції



при деякій температурі дорівнює 0,5. Знайдіть рівноважні концентрації оксидів карбону, якщо початкова концентрація CO дорівнює 0,4 моль/л.

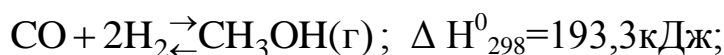
3. Рівновага гомогенної системи

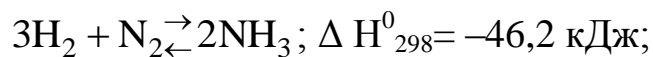


встановилася при наступних концентраціях реагуючих речовин:

$[\text{HCl}] = 0,20$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,32$ моль/л; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,14$ моль/л; $[\text{Cl}_2] = 0,14$ моль/л. Розрахуйте вихідні концентрації HCl і O₂.

4. Як варто змінити концентрацію реагентів, тиск і температуру, щоб підсилити пряму реакцію:



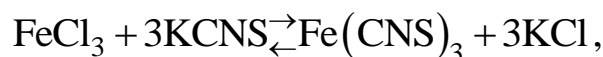


5. Користуючись програмою додатка Ж, розрахуйте термодинамічні і кінетичні параметри процесу $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}$ в стандартних умовах. При якій температурі можлива пряма реакція? Запропонуйте умови, що дозволяють підсилити процес відновлення Fe_2O_3 воднем. (Відповідь: $\Delta H_{\text{x.p.}}^0 = 96,8 \text{ кДж/моль}$; $\Delta S_{\text{x.p.}}^0 = 142 \text{ Дж/моль}\cdot\text{K}$; $\Delta G_{\text{x.p.}}^0 = 54,485 \text{ кДж/моль}$; $K_p = 2,8 \cdot 10^{-10}$).

9.2 Експериментальна частина

Дослід 1. Вплив концентрації реагентів на зсув хімічної рівноваги

Цей вплив вивчається на прикладі зворотної реакції

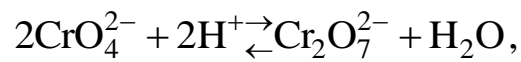


в результаті якої утворюється ферум тіоціанат, що додає розчину криваво-червоне забарвлення. По зміні інтенсивності забарвлення можна робити висновки про зміну концентрації цього продукту реакції, тобто про зсув рівноваги в ту чи іншу сторону.

Налийте в пробірку по 2 мл розчинів FeCl_3 і KCNS , отриману суміш у два рази розбавте дистильованою водою. Розведений розчин розмішайте паличкою і розлийте рівними порціями в чотири пробірки. В одну пробірку додайте 0,5 мл розчину FeCl_3 , у другу – стільки ж розчину KCNS , у третю внесіть декілька кристалів KCl . Розчин у четвертій пробірці залишіть для порівняння забарвлення. Порівняйте інтенсивність забарвлення всіх розчинів. Поясніть зміну кольору розчинів, користуючись рівнянням константи рівноваги і принципом Ле Шательє - Брауна.

Дослід 2. Оборотність зміщення хімічної рівноваги реакції перетворення хромат-йонів у дихромат-йони.

В розчині хроматів існує рівновага:



стан якої залежить від концентрації йонів водню. В пробірку налейте 5 мл 10 % - ного розчину калій дихромату ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) і додайте до нього краплями 10 % - й розчин натрій гідроксиду. Після зміни забарвлення розчину додайте до нього краплями розчин сульфатної кислоти (1:3). Що при цьому спостерігається?

ТЕМА 10. СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ РОЗЧИНІВ. ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ НЕЕЛЕКТРОЛІТІВ

Мета роботи – навчитися робити розрахунок і готувати розчин заданої концентрації, вивчити властивості розчинів неелектролітів.

10.1 Підготовка до заняття

Ця робота включає вивчення теоретичного матеріалу за підручниками [1; с. 228 – 235], [2; § 74, 76 79 – 80], [3; с. 97 – 102] і рішення трьох задач із наведених нижче (за вказівкою викладача).

Під час вирішення задач і виконання лабораторної роботи використовуйте методику програмованих розрахунків концентрацій, описану у додатку Є, а також дані таблиці 10.1.

1. Обчисліть масову частку, молярну, нормальну концентрацію розчину CaCl_2 , у якому на 160 г води доводиться 40 г солі. Густина розчину дорівнює 1,178 г/мл. (Відповідь: 20 %; 2,1 М; 4,2 н).

2. Електролітом свинцевих акумуляторів використовують розчин сульфатної кислоти густиною 1,27 г/см³, що відповідає 35,7 % концентрації H_2SO_4 . Який об'єм 18,8 М розчину H_2SO_4 необхідно взяти для одержання 2,4 л кислоти для заливання акумулятора? (Відповідь: 0,591 л).

3. Мідні сплави розчиняють у 32 %-й нітратній кислоті ($\rho = 1,4$ г/см³). Визначте, який об'єм концентрованої HNO_3 потрібно взяти, щоб одержати 1 л кислоти для розчинення сплавів (Відповідь: 0,422 л).

4. Який об'єм 0,3н розчину лугу потрібно для нейтралізації 250 мл 0,2 н розчину кислоти? (Відповідь: 166,6 мл).

5. У радіатор автомобіля залили 6 л води і 5 л етиленгліколю $(\text{CH}_2\text{OH})_2$ густиною 1,12 г/мл. При якій найнижчій температурі можна залишати автомобіль на відкритому повітрі, не побоюючись розморожування системи охолодження? (Відповідь: -27°C).

6. У якому ваговому відношенні треба змішати воду і етиленгліколь, щоб одержати антифриз із температурою замерзання -50°C . За допомогою програми на ПЕОМ (Додаток К) розрахуйте молярну, нормальну і молярну концентрації отриманого розчину. (Відповідь: 1,666; 1,0).

10.2 Експериментальна частина

Дослід 1. Приготування розчину заданої концентрації з наважки

Одержіть у викладача завдання: приготувати 200 г розчину солі (CuSO_4 або Na_2CO_3) визначеної концентрації, розрахуйте необхідну кількість води і солі. Слід врахувати, що видані вам солі є кристалогідратами складу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$; $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

На електронних терезах MW – VI – 300 зважте розрахункову кількість кристалогідрату, мірним циліндром відміряйте потрібну кількість дистильованої води. Перенесіть сіль у склянку, долийте воду, склянкою паличкою перемішайте суміш до повного розчинення кристалів солі. Якщо потрібно, доведіть температуру до 20°C .

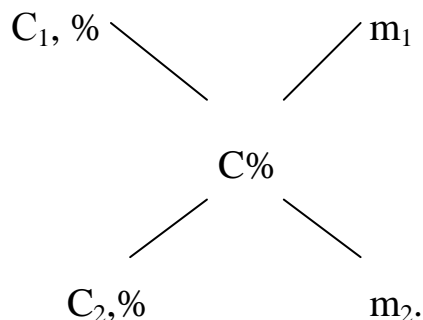
Частину розчину перенесіть у циліндр, виміряйте густину розчину ареометром. За густиною знайдіть концентрацію розчину у відсотках у посібнику [7; с.708 – 709]. Встановіть величину розбіжності знайденої концентрації з заданою. Обчисліть молярність отриманого розчину.

Усі розрахунки і методику готування розчину запишіть у звіт.

Дослід 2. Приготування розчину заданої концентрації
з концентрованого розчину

Одержіть у викладача завдання: приготувати 200 мл розчину визначеної концентрації розведенням водою або менш концентрованим розчином, приготовленим вами в досліді 1.

Для розрахунку об'єму вихідних розчинів, що потрібно змішати для одержання заданого розчину, скористайтеся так званим «правилом хреста»:



Тут C – масова частка заданого розчину;

C_1 і m_1 – масова частка і маса розчину більш високої концентрації;

C_2 і m_2 – масова частка і маса більш розведеного розчину (у випадку чистої води $C_2 = 0$). Маси розчинів, що варто змішати, дорівнюють :

$$m_1 = C - C_2; \quad m_2 = C_1 - C. \quad (10.1)$$

Складіть схему розрахунку й обчисліть маси вихідних розчинів відповідно до умов досліду. Користуючись значеннями густини [див. довідник 7; с. 708 – 709], знайдіть об'ємні відношення вихідних розчинів (у мілілітрах) $V_1:V_2 = a:b$, а потім обчисліть й об'єми вихідних розчинів (у мл) за формулами:

$$V_1 = \frac{200a}{a+b}; \quad V_2 = \frac{200b}{a+b}, \quad (10.2)$$

де 200 – об'єм заданого розчину, мл.

Перевірте свої розрахунки, обчисливши об'єми V_1 і V_2 іншим способом.

Відміряйте обчислені об'єми вихідних розчинів, злийте у колбу або склянку і ретельно перемішайте розчин.

Виміряйте густину приготовленого розчину ареометром. По таблиці довідника [7] знайдіть його концентрацію. Всі розрахунки запишіть у звіт, а отриманий розчин здайте лаборанту.

Складіть програму перерахування концентрацій розчинів на ПЕОМ, використовуючи формули таблиці 10.1.

Таблиця 10.1 Формули для перерахування концентрації розчинів

Концентрація, що визначається	Початкова концентрація , С		
	Масова С, %	Молярна C_m , моль/л	Нормальна C_n , екв/л
Масова С, %	г/100 г розчину	$\frac{C_m \cdot M_a}{10\rho}$	$\frac{C_n \cdot E_a}{10\rho}$
Молярна C_m	$\frac{C \cdot 10\rho}{M_a}$	моль/л розчину	$\frac{C_n \cdot E_a}{M_a}$
Нормальна C_n	$\frac{C \cdot 10\rho}{E_a}$	$\frac{C_m \cdot M_a}{E_a}$	екв/л розчину

ρ – густина розчину, г/мл;

M_a – молярна маса розчиненої речовини , г/моль ;

E_a – її еквівалентна маса , г/моль.

ТЕМА 11. ФІЗИКО – ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Мета роботи – вивчити поведінку електролітів у розчинах, виявити особливості і розходження властивостей сильних і слабких електролітів.

11.1 Завдання для самостійної роботи

Вивчіть теоретичний матеріал за підручниками [1; с. 236 – 255], [5; с. 91 – 96].

Виконайте наступні завдання:

1. Які з зазначених сполук HNO_3 , HNO_2 , H_2SO_4 , H_2SO_3 , H_3PO_4 , HF , HCN , H_2S , NH_4Cl , NH_4OH , $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, AlOHCl_2 , Na_3PO_4 , NaH_2PO_4 , у водних розчинах дисоціюють як електроліти:

- а) сильні;
- б) слабкі;
- в) електроліти середньої сили.

Напишіть рівняння їхньої дисоціації у водних розчинах.

2. До кожної з речовин KHCO_3 , CH_3COOH , NiSO_4 , Na_2S додали розчин сульфатної кислоти. У яких випадках відбулися реакції? Виразіть їх молекулярними й іонними рівняннями.

3. З зазначених сполук CuSO_4 , Na_2S , BaCl_2 , H_2SO_4 , AgNO_3 , HCl , Na_2CO_3 складіть молекулярні й йонні рівняння реакцій, що супроводжуються утворенням осадів і газоподібних речовин.

4. При розчиненні в 400 мл води 0,06 моля деякої речовини отримано розчин із температурою замерзання $-0,36^\circ\text{C}$. Чи є розчинена речовина електролітом чи неелектролітом? (Відповідь: слабкий електроліт).

5. Зразок забрудненої питної води об'ємом 100 мл має $\text{pH}=4$. Для якого об'єму треба розбавити його чистою водою до одержання $\text{pH}=7$ і таким чином, нейтралізувати шкідливу дію розчиненої кислоти?

6. Обґрунтуйте наступну конкретну ситуацію. Відпрацьований електроліт лужного акумулятора містить 1 кг KOH . Для його нейтралізації додали 1 кг HNO_3 . Яке середовище (нейтральне, кисле чи основне) має система? Скорегуйте масу HNO_3 так, щоб повністю нейтралізувати дію KOH .

7. Маємо 3 моляльні водні розчини NaCl , CaCl_2 і AlCl_3 . Ступінь електролітичної дисоціації всіх трьох солей у цих розчинах однакова і дорівнює 90 %. Який розчин буде замерзати при більш низькій температурі? Відповідь підтвердіть розрахунком. (Відповідь: AlCl_3).

8. Спрогнозуйте умови осадження токсичних речовин у питних і

стічних водах. Визначте, чи вдасться нейтралізувати 0,001М розчин токсичного $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, якщо додати рівний об'єм 0,001М розчину KI . Добуток розчинності $\text{PP}_{\text{PbI}_2} = 8,7 \cdot 10^{-9}$.

11.2 Експериментальна частина

Дослід 1. Електропровідність розчинів електролітів і неелектролітів

У хімічні склянки налийте по 100 мл 1М водних розчинів глюкози або цукру, HCl , NaOH , NaCl , CH_3COOH , NH_4OH . Визначте за допомогою кондуктометра електропровідність цих розчинів (електроди необхідно промивати дистильованою водою перед кожним їхнім зануренням у розчин речовини). Які речовини відносяться до: а) неелектролітів; б) сильних електролітів; в) слабких електролітів?

Розбавте розчин оцтової кислоти водою і простежте за зміною електропровідності. Поясніть явище, що спостерігається.

Дослід 2. Сильні і слабкі гідроксиди

1. Концентрація розчинів двох гідроксидів – сильного і слабкого – підібрана таким чином, що їх рН однаковий. Яким чином, маючи у своєму розпорядженні тільки рН-метр, встановити силу електролітів? Заміряйте рН вихідних розчинів, потім розбавте кожний розчин у 10 разів дистильованою водою і знову зміряйте рН. Перевірте у викладача правильність отриманих значень рН досліджених розчинів. Поясніть результати експерименту, маючи на увазі, що $\text{pH} = -\lg[\text{H}_3\text{O}^+]$, а датчиком величини рН розчину є скляний електрод, потенціал якого залежить від концентрації йонів водню в розчині;

2. Порівняйте хімічну активність хлоридної й оцтової кислот. Для цього налийте в одну пробірку до 1/3 її об'єму 2н розчину HCl , в другу – стільки ж 2н розчину CH_3COOH . У кожен пробірку киньте по однаковій гранулі цинку. У якому випадку водень виділяється більш енергійно? Напишіть йонні рівняння реакцій. Поясніть розходження, що спостерігається, у швидкості реакцій.

Дослід 3. Напрямок йонних реакцій

1. До 5 – 6 крапель розчину NH_4Cl додайте стільки ж розчину NaOH . Визначте за запахом, який газ виділяється. Чому? Складіть молекулярне й йонне рівняння реакцій;

2. Якою кислотою можна витиснути з розчину CH_3COONa оцтову кислоту? Проведіть відповідний дослід. Відзначте характерну ознаку реакції. Напишіть її рівняння (молекулярне й йонне);

3. Доберіть реактиви, за допомогою яких можна одержати $\text{Cu}(\text{OH})_2$ і CuS . Проведіть відповідні реакції і складіть йонні рівняння. Зробіть висновок про напрямок йонних реакцій.

Дослід 4. Зсув йонних рівноваг

Налийте в пробірку 2 – 3 мл розведеного розчину аміаку і додайте 2 краплі розчину фенолфталеїну. Яке забарвлення набуває система і чому?

Розділіть отриманий розчин навпіл. Одну частину залиште для порівняння, а до іншої додайте шпатель кристалів NH_4Cl і перемішайте. Як змінилася інтенсивність забарвлення розчину? Дайте пояснення на підставі принципу Ле Шательє - Брауна. Як впливає на ступінь дисоціації слабого електроліту введення однойменного йона?

Дослід 5. Розчинення осадів

Одержіть у двох пробірках осаді BaSO_4 і BaCO_3 . Потім у кожен пробірку додайте розчин HCl . Що спостерігається? Складіть йонні рівняння проведених реакцій і поясніть, чому один з осадів розчиняється, а інший – ні. У відповіді використовуйте таблиці 6 і 8 зі збірника [3].

ТЕМА 12. ЖОРСТКІСТЬ ВОДИ І МЕТОДИ ЇЇ ПОМ'ЯКШЕННЯ

Мета роботи – навчитися експериментально визначати жорсткість води, засвоїти методи усунення жорсткості води.

12.1 Завдання для самостійної роботи

Вивчіть теоретичний матеріал за підручниками [2; §212], [3; с. 210 – 212] і вирішіть задачі.

1. Напишіть рівняння хімічних реакцій, що протікають при додаванні до жорсткої води: а) Na_2CO_3 ; б) NaOH ; в) $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Розгляньте випадки сталої і тимчасової жорсткості.

2. Обчисліть загальну жорсткість води, враховуючи, що в 600 л її міститься 65,7 г магній гідрокарбонату і 61,2 г кальцій сульфату. (Відповідь: 3,0 мекв/л).

3. Скільки грамів CaSO_4 міститься в 1 м³ води, якщо жорсткість, обумовлена присутністю цієї солі, дорівнює 4 мекв/л? (Відповідь: 272 г).

4. На титрування 100 см³ жорсткої води витрачено 6,25 см³ 0,08 н розчину HCl . Обчисліть карбонатну жорсткість цієї води. (Відповідь: 5 мекв /л).

5. Скільки грамів натрій карбонату треба додати до 10 л води, щоб усунути загальну жорсткість, рівну 8,2 мекв/л? (Відповідь: 4,3 г).

6. Яку масу Na_3PO_4 варто додати до 500 л води для усунення її карбонатної жорсткості, яка дорівнює 5 мекв/л? (Відповідь: 136,7 г).

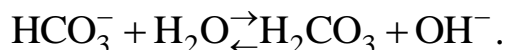
7. Обчисліть, наскільки знизиться жорсткість води, якщо до 200 мл цієї води долити 10 мл 0,1 н розчину Na_2CO_3 . (Відповідь: на 5 мекв/л)

8. До 100 л жорсткої води додали 12,95 г кальцій гідроксиду. Наскільки знизилася карбонатна жорсткість? (Відповідь: на 3,5 мекв/л).

12.2 Експериментальна частина

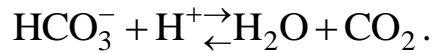
Дослід 1. Визначення тимчасової (карбонатної) жорсткості води

Кальцій і магній гідрокарбонати у воді піддаються гідролізу і створюють лужне середовище:



Наявність цих солей у воді легко виявити метилоранжем, що набуває в лужному середовищі жовтого забарвлення.

При додаванні до води, що містить гідрокарбонати, хлоридної кислоти, йони HCO_3^- будуть з'єднуватися з йонами гідрогену:



Після завершення реакції (момент еквівалентності) жовте забарвлення індикатора перетворюється в помаренчове.

Отже, карбонатну жорсткість вдасться визначити методом титрування проби води розчином HCl у присутності індикатора.

У чотири конічні колби відміряйте по 100 мл водопровідної води і додайте 4 – 6 крапель метилоранжу. Одну пробу води залишіть для порівняння (контроль), а три інших відтитруйте (попередньо встановивши рівень HCl у бюретці) 0,1н розчином HCl до переходу кольора в помаранчовий. Якщо об'єм HCl у двох паралельних іспитах відрізняється більш ніж на 0,2 мл, титрування варто повторити з новою пробюю води до одержання необхідної точності визначення жорсткості.

Дані внесіть у таблицю.

Таблиця 12.1 Результати визначення тимчасової жорсткості води

Номер досліду	Об'єм водопровідної води V_1 , мл	Об'єм 0,1н. HCl , V_2 , мл	Середній результат V_2 , мл
1	100		
2	100		
3	100		

Відповідно до закону еквівалентів $V_1N_1 = V_2N_2$, враховуючи середній результат об'єму $\overline{V_2}$ HCl , що витрачено на титрування, встановіть концентрацію гідрокарбонатів у воді N_1 . Тоді тимчасова жорсткість $J_1 = N_1 \cdot 10^3$ мекв/л.

Дослід 2. Визначення загальної жорсткості води

Загальну жорсткість визначають комплексонометричним титруванням проби води розчином трилона Б в середовищі аміачного буферного розчину в присутності індикатора хрому темно-синього. При цьому забарвлення індикатора переходить із винно-червоного в бузкове.

У чотири конічні колби відміряйте мірним циліндром по 50 мл водопровідної води і стільки ж дистильованої. Додайте в кожену колбу по 5 мл аміачного розчину ($\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$) і по 5 – 6 крапель хрому темно-синього. Титруйте проби 0,05 розчином трилона Б за методикою,

Методичний посібник для виконання лабораторного практикуму з хімії

описаною в досліді 1. Результати зведіть у таблицю, аналогічну табл. 12.1. Відповідно до закону еквівалентів, аналогічно розрахунку тимчасової жорсткості, визначте загальну жорсткість води J_2 у міліеквівалентах на 1 л. Об'єм дистильованої води, що використовувалась в експерименті, у розрахунку жорсткості не враховується. Чому?

Дослід 3. Визначення постійної (некарбонатної) жорсткості води

На підставі результатів дослідів 1 і 2 визначите сталу жорсткість води: $J_3 = J_2 - J_1$ (мекв/л). Зробіть висновок про характер жорсткості дослідженої вами води.

Дослід 4. Зм'якшення води методом йонного обміну

Випробовану воду (жорстку) пропустіть через колонку, заповнену катіонітом КУ-2. Проведіть аналіз зм'якшеної води трилонометричним методом і переконайтеся у відсутності солей жорсткості.

ТЕМА 13. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ І ХІМІЧНИЙ ЗАХИСТ НАВКОЛИШНЬОГО СЕРЕДОВИЩА

Мета роботи – ознайомитися з найважливішими окисниками і відновниками, експериментально встановити залежність напрямку ОВР від умов їхнього проведення, набути навички в складанні рівнянь ОВР.

13.1 Підготовка до заняття

Ця робота включає вивчення теоретичного матеріалу за навчальною літературою [2; § 93 – 97] і виконання наступних вправ:

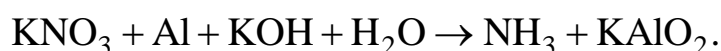
1. Визначите, які з йонів S^{2-} , SO_3^{2-} , SO_4^{2-} , Cl^- , MnO_4^- , MnO_4^{2-} , Cu^{2+} , Cu^+ , Sn^{2+} , H^+ , H^- , CrO_4^{2-} можуть відігравати роль:

а) тільки окисників;

б) тільки відновників;

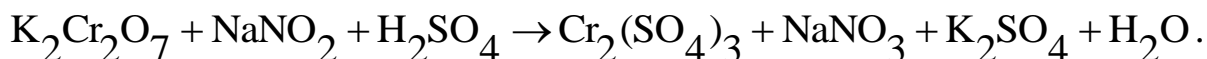
в) окисників чи відновників? Чому? Як нейтралізувати шкідливий вплив йонів – токсикантів?

2. Розставте коефіцієнти методом електронного балансу в схемах перетворень:

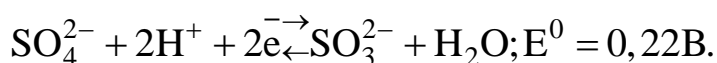
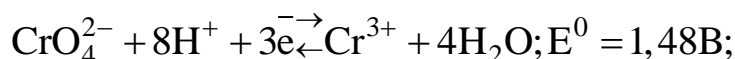


До якого типу ОВР відноситься кожна з цих реакцій?

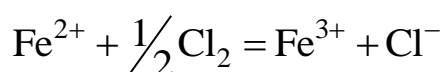
3. Розгляньте принципи підбору коефіцієнтів в ОВР методом йонно-електронного балансу на прикладі:



4. Виходячи зі значень редокс-потенціалів, напишіть можливу ОВР при сполученні наступних напівреакцій:



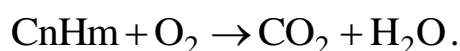
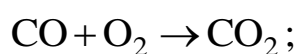
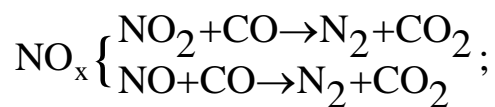
5. У стандартних умовах реакція



у розчині йде зліва направо. Чи можна, змінюючи концентрації речовин у розчині, змінити напрямок реакції на зворотний? Висновок підтвердіть розрахунком. Довідкові дані:

$$E^0_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-} = 1,36\text{В} \quad E^0_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = 0,77\text{В}$$

6. В каталітичних нейтралізаторах очищення викидних газів ДВЗ відбувається за наступними схемами:



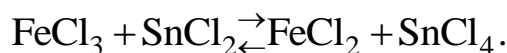
Складіть рівняння ОВР та запропонуйте методи визначення оксидів нітрогену, карбону і вуглеводів C_nH_m .

13.2 Експериментальна частина

Увага! При складанні звіту по кожному досліді розставте коефіцієнти в рівняннях методом електронного балансу, зазначте окисник і відновник.

Дослід 1. Напрямок ОВР

Користуючись редокс-потенціалами, вирішіть питання, у якому напрямку буде протікати реакція:

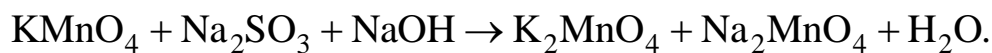
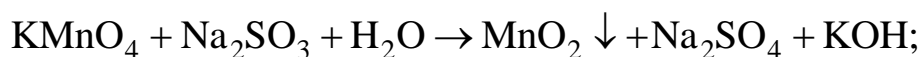


Перевірте свій висновок експериментально. Для виявлення іонів Fe^{2+} , що утворюються, додайте в пробірку 2 – 3 краплі розчину $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ і спостерігайте появу синього забарвлення. Переконайтеся, що вихідний розчин FeCl_3 не синіє від додавання $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Дослід 2. Вплив середовища на напрямок ОВР

У три пробірки внесіть по 1 мл розчину (1н) KMnO_4 . До розчину першої пробірки додайте 1 мл дистильованої води, до розчину другої – 1 мл розчину H_2SO_4 , до розчину третьої – 2 мл 2н розчину NaOH . Потім у

всі пробірки внесіть по мікрошпателю кристалічного Na_2SO_3 . Чи однаково протікає реакція у всіх випадках? Схеми реакцій:



Манганати калію і натрію K_2MnO_4 і Na_2MnO_4 нестійкі і розкладаються з утворенням бурого осаду MnO_2 :



До якого типу ОВР відноситься ця реакція? На підставі проведених реакцій і табличних значень стандартних електродних потенціалів окисника оцініть, в якому середовищі найбільш глибоко виявляються окиснювальні властивості калій перманганату.

ТЕМА 14. ХІМІЧНІ ДЖЕРЕЛА ЕЛЕКТРИЧНОГО СТРУМУ. ЕЛЕКТРОХІМІЧНА КОРОЗІЯ ТА ЗАХИСТ ВІД НЕЇ НА ТРАНСПОРТІ

Мета роботи – навчитися виготовляти хімічні джерела електричного струму (ХДЕС), визначати їхню ЕРС, ознайомитися з механізмом електрохімічної корозії та методами захисту від неї на автомобільному транспорті.

14.1 Завдання для самостійної роботи

Вивчить теоретичний матеріал за підручниками [1; с. 311 – 324], [2; § 98, 196] і конспектом лекцій.

Вирішіть наступні задачі (за вказівкою викладача):

1. Складіть схеми двох гальванічних елементів, в одному з яких цинк є катодом, а в іншому – анодом. Напишіть рівняння електродних процесів і струмоутворюючих реакцій, розрахуйте стандартну ЕРС гальванічних елементів.

2. Розрахуйте, чи можна, змінюючи концентрації йонів Fe^{2+} і Cd^{2+} у розчинах, змінити на зворотний напрямок струму в гальванічному елементі $(-)\text{Fe}|\text{Fe}^{2+}||\text{Cd}^{2+}|\text{Cd}(+)$.

3. Обчисліть ЕРС гальванічного елемента, складеного з залізного і срібного електродів і розчинів їхніх солей, якщо $[\text{Fe}^{2+}] = 1 \cdot 10^{-3}$ моль/л, а $[\text{Ag}^+] = 1 \cdot 10^{-1}$ моль/л. Складіть програму розрахунку ЕРС на ПЕОМ. (Відповідь: 1,27 В).

4. Складіть схему концентраційного титанового гальванічного елемента, у якому електроди занурені в розчин солей цього металу з концентраціями йонів Ti^{2+} 0,1М і 0,01М. Розрахуйте ЕРС цього ХДЕС, якщо $E_{\text{Ti}^{2+}/\text{Ti}}^0 = -1,63$ В. Напишіть рівняння електродних процесів. За яких умов буде працювати гальванічний елемент?

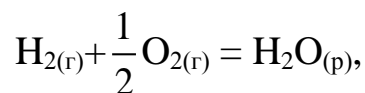
5. Проаналізуйте наступну конкретну ситуацію. Потенціал мідного йоноселективного електроду в розчині CuSO_4 дорівнює 0 В, тоді як $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,34$ В. Визначте концентрацію катіонів купруму – йонів -токсикантів у забрудненому середовищі.

6. Залізний виріб покрили нікелем. Яке це покриття – анодне або катодне? Чому? Складіть рівняння анодного і катодного процесів корозії цього виробу при порушенні покриття у вологому повітрі й у хлоридній кислоті. Які продукти корозії утворюються в першому і в другому

випадках?

7. Який метал доцільніше вибрати для протекторного захисту від корозії свинцевої оболонки кабелю: цинк, магній чи хром? Чому? Поясніть механізм протекторного захисту металу в кислому середовищі.

8. Розрахуйте стандартну ЕРС екологічно чистого паливного елемента, у якому при 298 К відбувається реакція:



якщо $\Delta G^0_{\text{H}_2\text{O}_{(\text{p})}} = -237,4 \text{ кДж / моль}$.

14.2 Експериментальна частина

Дослід 1. Виготовлення і принцип дії гальванічного елемента

а) гальванічний елемент із деполяризатором – катіоном металу.

У дві склянки налийте 1М розчини ZnSO_4 і CuSO_4 відповідно. Занурьте цинковий електрод у розчин цинк сульфату, а мідний – у розчин купрум сульфату. Приєднайте електроди до клем гальванометра. Переконайтеся у відсутності струму в ланцюзі, потім з'єднайте розчини електrolітичним містком (смужкою фільтрувального паперу). Чому відхиляється стрілка гальванометра?

б) гальванічний елемент із водневою деполяризацією.

Аналогічно мідно-цинковому складіть гальванічні елементи, виражені схемами:



Для них укажіть: схеми елементів, напрямки струму в зовнішньому ланцюзі і переміщення йонів (яких?) у розчинах електrolітів. Складіть рівняння анодного і катодного процесів, напишіть рівняння хімічних реакцій, розрахуйте величину стандартної ЕРС.

Дослід 2. Вимір ЕРС гальванічного елемента і дослідження залежності її від концентрації розчинів електrolітів.

Вивчить наявну в лабораторії інструкцію роботи з потенціометром Р- 363-2.

Складіть гальванічний елемент Даніеля-Якобі, використовуючи 1 М розчини електrolітів. Підключіть його електроди до клем потенціометру

Методичний посібник для виконання лабораторного практикуму з хімії

(позитивний полюс до позитивного!). Визначите ЕРС гальванічного елемента. Потім замініть 1М розчин $ZnSO_4$ на 0,1М розчин і знову виміряйте ЕРС. Чи змінилася величина ЕРС? Чому?

Яка буде ЕРС гальванічного елемента, якщо обидва розчини електролітів будуть 0,1 молярні? Перевірте своє припущення виміром. По закінченні вимірів відключіть потенціометр, розберіть гальванічний елемент, ретельно промийте дистильованою водою електроди. Порівняйте експериментальні величини ЕРС із теоретичними значеннями, обчисленими за рівнянням Нернста. Визначте втрати в ланцюзі гальванічного елемента:

$$\Delta E = E_{теор} - E_{експер} \quad (14.1)$$

Вкажіть причину втрат.

Дослід 3. Визначення термодинамічних характеристик ОВР за допомогою виміру ЕРС гальванічного елемента

Якщо хімічна реакція в гальванічному елементі протікає оборотно, то зв'язок між ЕРС і зміною енергії Гіббса в ОВР при постійних температурі і тиску виражається співвідношенням:

$$\Delta G = -nFE. \quad (14.2)$$

Отже, якщо відомі значення електродних потенціалів, то можна обчислити ЕРС елемента і далі ΔG в ОВР. На цьому заснований один із небагатьох методів експериментального визначення ΔG .

Використовуючи значення енергії Гіббса, можна розрахувати константу рівноваги реакції, що протікає в гальванічному елементі:

$$\Delta G = -19,15T \lg K. \quad (14.3)$$

Тоді при температурі 298 К:

$$\lg K = \frac{nFE^0}{0,0591}. \quad (14.4)$$

Вимірявши ЕРС при різних температурах, обчислюють зміну ентропії для реакції в гальванічному елементі:

$$\left(\frac{\partial \Delta G}{\partial T} \right)_p = -\Delta S; \quad (14.5)$$

$$\Delta S = nF \left(\frac{\partial E}{\partial T} \right)_\rho. \quad (14.6)$$

Зміну ентальпії в електрохімічній реакції можна обчислити за рівняннями:

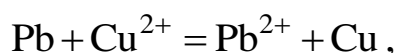
$$\Delta H = \Delta G + T\Delta S. \quad (14.7)$$

Тоді:

$$\Delta H = -nFE + nFT \left(\frac{\partial E}{\partial T} \right)_\rho = nF \left[T \left(\frac{\partial E}{\partial T} \right)_\rho - E \right]. \quad (14.8)$$

Отже, вимірюючи рівноважні значення ЕРС гальванічного елемента при декількох температурах, можна розрахувати характеристики ΔG , ΔH , ΔS для реакції, що протікає в елементі. Щоб одержати рівноважне значення ЕРС елемента, необхідно проводити виміри так, щоб струм у ланцюзі був відсутнім.

Складіть гальванічний елемент, у якому протікає процес



використовуючи металеві електроди і 0,1 М розчин CuSO_4 і 0,02 М розчин $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

Дослід 4. Електрохімічна корозія і захист від неї

Спочатку ознайомтесь з якісною реакцією на йони Fe^{2+} , що виникають у процесі корозії сталевих і залізних виробів. Для цього до розчину (5 – 6 крапель) FeSO_4 додайте 1 – 2 краплі розчину калій гексаціаноферату (червоної кров'яної солі) і спостерігайте інтенсивне забарвлення турнбулевої сині $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$. Складіть рівняння реакції, що протікає.

Потім у дві пробірки налейте по 4 – 5 мл розчину сульфатної кислоти і по 2 краплі розчину $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. У одну пробірку опустіть пластинку оцинкованого заліза, а в іншу – лудженого. У якій пробірці спостерігається (через кілька хвилин) синє забарвлення? Чому?

Яке з покриттів являє собою приклад анодного покриття і яке – катодного? Складіть схеми електрохімічної корозії, що супроводжується виникненням мікрогальванопар. Поясніть, яке покриття – анодне або катодне – більш надійно захищає метал від корозії і чому.

ТЕМА 15. ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ І СПЛАВІВ

Мета роботи – експериментальне визначення хімічної корозії металів різної активності в агресивних середовищах.

15.1 Підготовка до заняття

Ця робота включає вивчення теоретичного матеріалу за навчальною літературою [1; с. 393 – 404], [2; § 100, 130, 142] і вирішення задач.

1. Виходячи з величин ΔG_{298} реакцій:



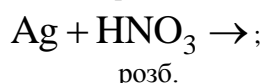
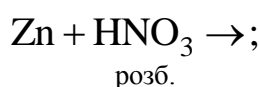
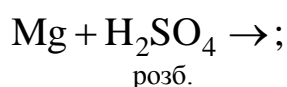
встановіть, який метал легше всього окиснюється на повітрі і чому?

2. Які з зазначених металів (калій, барій, цинк, мідь) взаємодіють із водою, і які продукти при цьому утворюються?

3. Чи можна зберігати розчини лугів в алюмінієвому або цинковому посуді? Підтвердіть свої висновки рівняннями реакцій.

4. Порівняйте відношення цинку, кадмія і ртуті до розведених і концентрованих кислот: а) хлоридної; б) сульфатної; в) нітратної. Напишіть рівняння відповідних реакцій.

5. Допишіть рівняння наступних реакцій:



6. Який об'єм 10 %-ої HNO_3 ($\rho_{20} = 1,054 \text{ г/см}^3$) потрібно для розчинення 100 г міді? Чи однакова витрата на цю реакцію концентрованої і розведеної HNO_3 ? Якої кислоти буде потрібно більше? (Відповідь: 2,49 л).

7. Під час обробки розчином натрій гідроксиду 8,1 г суміші алюмінію з його оксидом виділилося 3,36 л газу, виміряного за н.у. Визначте у відсотках склад вихідної суміші. (Відповідь: 33,3 % Al, 66,7 % Al_2O_3).

8. Дайте оцінку наступної конкретної ситуації. Водій автомобіля у гаражі необережно заливав розчин сульфатної кислоти в акумулятор. При цьому частка електроліту опинилась на деталях з оцинкованого заліза.

Водій відразу ж змив H_2SO_4 водою і облив деталі розчином NaOH . Яку помилку зробив водій? Спрогнозуйте наслідки цієї помилки. Відповідь підтвердіть рівнянням реакції.

15.2 Експериментальна частина

Дослід 1. Відношення металів до води

У дві пробірки і хімічну склянку ємністю 50 – 100 мл налейте $\frac{1}{4}$ об'єму дистильованої води і додайте 2 – 3 краплі розчину фенолфталеїна. Помістіть в пробірки метали – магній і мідь (порізно), а в склянку – шматочок натрію, осушеного від гасу. Склянку відразу ж накрийте склом (для чого?). Опишіть ознаки реакцій, що протікають. Напишіть молекулярне й електронні рівняння реакцій; на підставі розрахунку ЕРС і даних дослідів порівняйте активність металів і поясніть, які з них можуть реагувати з водою.

Дослід 2. Взаємодія металів із розчинами лугів

Випробуйте ставлення магнію й алюмінію до розчину NaOH (при нагріванні). У якому випадку виділяється водень? Складіть рівняння окремих стадій процесу. Зробіть висновок про можливість експлуатації деталей із магнієвих і алюмінієвих сплавів у лужному середовищі.

Дослід 3. Взаємодія металів із хлоридною кислотою

У дві пробірки помістіть (нарізно) пластини алюмінію і міді і долийте по 2 мл розбавленої HCl . Нагрійте пробірки. Що відбувається? Напишіть молекулярні й йонні рівняння реакцій. За допомогою ряду напруг металів поясніть результат дослідів.

Дослід 4. Дія сульфатної кислоти на метали

Випробуйте ставлення міді і цинку до розведеної сульфатної кислоти (при нагріванні). Аналогічний дослід проведіть із концентрованою H_2SO_4 (працюйте під тягою). В останньому випадку продукти відновлення кислоти визначайте: SO_2 і H_2S – за запахом, вільну сірку – за жовтим нальотом на стінках пробірки. Складіть рівняння реакцій, що протікають, зазначте окисник і відновник. Чому концентрована H_2SO_4 розчиняє мідь, а розведена H_2SO_4 на цей метал не впливає?

Дослід 5. Ставлення металів до нітратної кислоти

У дві пробірки помістіть платівки міді і долийте по 2 мл розведеної і концентрованої HNO_3 (експерименти проводять у витяжній шафі). Чому в одному випадку виділяється бурий газ, а в іншому – безбарвний, що на повітрі також стає бурим? Напишіть рівняння реакцій, зазначте окисник і відновник. Від яких чинників залежить напрямок реакції взаємодії металу з нітратною кислотою?

Дослід 6. Дія розчинів солей на метали

В пробірки з розчинами солей купруму, магнію і плюмбуму помістіть цинкові пластини. У якому випадку відбулися реакції? Яка з реакцій неможлива? Чому?

ТЕМА 16. ЕЛЕКТРОЛІЗ ВОДНИХ РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Мета роботи – дослідження процесів, що протікають на електродах і в об'ємі системи при електролізі водних розчинів солей.

16.1 Завдання для самостійної роботи

Вивчіть теоретичний матеріал за навчальною літературою [1; с. 325 – 330, 344 – 349], [2; §100 – 104] і вирішіть наступні задачі. Рішення задач № 5 – 7 проведіть за допомогою ПЕОМ (додаток Л).

1. Які продукти виділяються на вугільних катоді й аноді в першу чергу при електролізі суміші водних розчинів наступних солей:

а) CuSO_4 і KCl ; б) NiSO_4 і NaBr ; в) SnCl_2 і KJ ; г) KNO_3 і Na_2SO_4 ?

2. Складіть схеми електролізу водних розчинів електролітів:

а) KOH , Na_2SO_4 ; ZnCl_2 ; $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (анод графітовий);

б) CuCl_2 ; AgNO_3 ; NiSO_4 (анод виготовлений відповідно з міді, срібла і нікелю).

3. Для кількісного визначення катіонів – токсикантів: Co^{2+} , Mn^{2+} , Hg^{2+} , Ag^+ , Be^{2+} у забрудненій воді використовують вольтамперометрію. Виходячі з стандартних електродних потенціалів, обґрунтуйте послідовність їх відновлення на інертному катоді:

$$E_{\text{Co}^{2+}/\text{Co}}^0 = -0,277 \text{ В};$$

$$E_{\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}}^0 = -1,05 \text{ В};$$

$$E_{\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}}^0 = +0,85 \text{ В};$$

$$E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = +0,80 \text{ В}.$$

$$E_{\text{Be}^{2+}/\text{Be}}^0 = -1,85 \text{ В};$$

4. У сульфатнокислому електроліті знаходяться катіони (по 1 моль/л) Fe^{2+} , Mg^{2+} , Al^{3+} . На платинових електродах повільно підвищується напруга і після початку виділення металу вона підтримується постійною. Скільки і якого металу виділиться на катоді при проходженні струму силою 1 А за 1 годину? (Відповідь: 1,04 г).

5. В процесі електролізу водного розчину $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ струмом силою 2 А маса катода збільшилася на 8 г. Протягом якого часу проводили електроліз? Складіть схему електролізу солі (Відповідь: 6,2 години).

6. При електролізі розчину $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ на аноді виділилося 4,48 л кисню(н.у.). Які продукти й у якій кількості утворилися на катоді й біля катода? (Відповідь: 0,8 г; 23,2 г).

7. При електролізі розчину хлорида двохвалентного металу на аноді

виділилося 0,560 л газу (н.у.), а на катоді за цей же час –1,6 г металу. Який це метал? Наведіть схему електролізу розчину його солі (Відповідь: Cu).

8. Проаналізуйте наступну конкретну ситуацію. Під час кулонометричного визначення катіонів нікеля у забрудненій воді електроліз розчину $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ проводили за умов: $I=2\text{A}$; $t=30$ хвилин. Визначте масу металу на катоді.

16.2 Експериментальна частина

За вказівкою викладача для виконання дослідів № 1, 2 студент використовує розчин однієї з зазначених солей.

Дослід 1. Електроліз розчину K_2SO_4 (або Na_2SO_4 , NaNO_3)

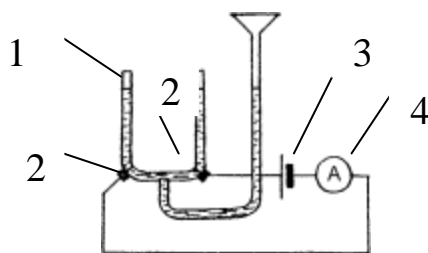


Рисунок 16.1 – Схема приладу для проведення електролізу.

1 – електролізер; 2 – електроди; 3 – джерело струму; 4 – міліамперметр.

У U-подібну трубку електролізера (Рис 16.1) налейте розчин калій сульфату, додайте 1 – 2 краплі лакмусу і помістіть графітові електроди. Приєднайте електроди (через випрямлювач) до зовнішнього ланцюга. Через 2 – 3 хвилини спостерігайте появу червоного забарвлення розчину біля одного електроду і синього – біля другого.

Складіть схему електролізу розчину солі. Які продукти виділяються на електродах? Який склад католіта й аноліта? Які речовини піддаються розкладанню при електролізі?

Дослід 2. Електроліз розчину KJ (або NaBr, NaI)

U-подібний електролізер заповніть 5 % розчином солі. Опустіть в розчин графітові електроди, включіть постійний струм. В обидва відділення електролізера введіть по 2 краплі розчину фенолфталеїна. Через 1 – 2 хв спостерігайте появу малинового забарвлення індикатора

біля одного з електродів і виділення кольорової речовини біля іншого електрода. Відключіть струм. Напишіть рівняння анодного і катодного процесів.

Дослід 3. Електроліз розчину купрум сульфату на графітовому і мідному електродах

Налийте в електролізер 5 % розчин CuSO_4 , опустіть графітові електроди і пропустіть постійний струм протягом 1 – 2 хв. Відзначте появу нальоту металу на однім з електродів. Складіть рівняння катодного й анодного процесів.

Поміняйте електроди місцями (так, щоб анодом став електрод, покритий шаром металу), знову пропустіть електричний струм.

Що відбувається з металом на аноді? Яка речовина виділяється на катоді? Напишіть рівняння катодного й анодного процесів.

Дослід 4 . Нікелювання мідної пластини

Нікелювання проводять у розчині солі нікелю з добавками, що дозволяють створити визначене значення рН: анодом служить платівка нікелю, а катодом – мідна, розміром 14 см^2 . Для рівномірного покриття мідної платівки по обидва боки беруть два аноди і збирають установку відповідно до схеми (рис. 16.2).

Міцне покриття утвориться тільки при ретельному видаленні з поверхні катода слідів жиру й оксидів. Для видалення жиру мідну платівку занурюють у 2 М розчин сульфатної кислоти, а потім промивають водою; після знежирення і травлення платівку можна брати руками тільки за кінець проводу.

У електролізер налейте заздалегідь приготовлений розчин електроліту ($50 \text{ г NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ і $25 \text{ г NH}_4\text{Cl}$ у 2 л води), помістіть електроди і приєднайте їх до джерела струму, як показано на схемі.

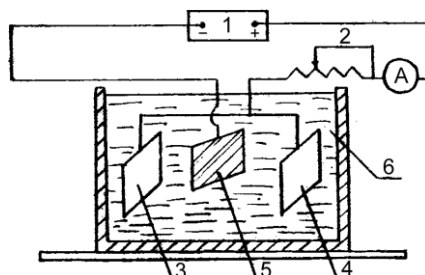


Рисунок 16.2 – Схема приладу для нанесення гальванічного покриття:

1 – джерело струму; 2 – реостат; 3, 4 – аноди; 5 – катод (виріб);
6 – електроліт.

За допомогою реостата відрегулюйте величину струму таким чином, щоб його щільність склала 1 А/дм^2 поверхні, що покривається. Пропустіть струм; протягом 4 – 5 хв спостерігайте відкладення шару нікелю на мідній платівці.

Складіть рівняння реакцій, що протікають на аноді і катоді. Вкажіть метали, що частіше усього застосовують у гальваностегії. З якою метою метал покривають шаром іншого металу? Чим відрізняється гальваностегія від гальванопластики?

ТЕМА 17. КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

Мета роботи – експериментально вивчити методи одержання і найважливіші властивості комплексних сполук.

17.1 Підготовка до заняття

Ця робота включає вивчення теоретичного матеріалу за навчальною літературою [1; с. 260 – 271], [2; § 203 – 208] і рішення задач.

1. Визначте заряд комплексного іона, ступінь окиснення і координаційне число (КЧ) комплексоутворювача в наступних речовинах: $K[AuBr_4]$; $K_2[Cd(CN)_6]$; $Ba[Fe(NH_3)_2(CN)_4]$; $Na_3 [Ag(S_2O_3)_2]$. Назвіть ці сполуки.

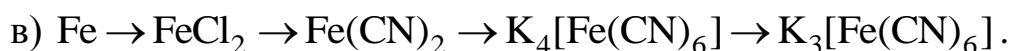
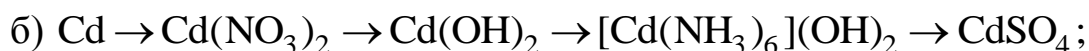
2. Розгляньте механізм утворення хімічних зв'язків у молекулі $H[BF_4]$.

3. Складіть формули комплексних сполук: а) аміакату Ni^{2+} (КЧ = 6); б) ціаніду Cu^{2+} (КЧ = 4).

Напишіть рівняння їхньої дисоціації у водних розчинах. Скільки йонів утвориться при первинній дисоціації і скільки може утворитися у випадку повної дисоціації однієї молекули комплексного аміаката нікелю?

4. Складіть координаційні формули наступних комплексних сполук кобальту: $CoCl_3 \cdot 6NH_3$, $CoCl_3 \cdot 5NH_3$, $CoCl_3 \cdot 4NH_3$. Напишіть рівняння дисоціації цих речовин у водних розчинах.

5. Складіть рівняння реакцій, що протікають за схемами:



Які типи хімічних реакцій характерні для комплексних сполук?

17.2 Експериментальна частина

Дослід 1. Одержання комплексних сполук

а) у пробірку налийте 2 мл розчину $CuSO_4$ і додайте по краплях розчин аміаку. Спостерігайте появу бірюзового осаду основної солі $(CuOH)_2SO_4$.

Потім долийте в пробірку надлишок розчину аміаку. Що відбувається? Яке забарвлення має отримана комплексна сіль? Складіть рівняння реакцій, що протікають.

б) використовуючи наявні реактиви, одержіть комплексну сіль ртуті $K_2[Hg_4]$. Напишіть молекулярні й йонні рівняння реакцій. Назвіть отриману сіль. До якого типу вона відноситься? Зазначте умови утворення комплексної речовини.

Дослід 2. Відміна комплексних солей від подвійних

Для порівняння візьміть дві солі, що містять іони Fe^{3+} : подвійну $NH_4Fe(SO_4)_2$ і комплексну $K_3[Fe(CN)_6]$. До 1 – 2 мл розчину кожної солі долейте 1 – 2 краплі розчину $KCNS$. У якому випадку з'являється червоне забарвлення? Напишіть молекулярне й йонне рівняння реакції, що протікає. Чому друга сіль, до складу якої також входить Fe^{3+} , не утворює $Fe(CNS)_3$? Дайте відповідь на запитання, порівнюючи дисоціацію подвійної солі і комплексної.

Дослід 3. Реакції за участю комплексних сполук

а) розчин якої солі треба додати до розчину $K_4[Fe(CN)_6]$ для одержання червоного осаду $Cu_2[Fe(CN)_6]$? Виконайте цей дослід. Напишіть рівняння реакції в молекулярному й йонному видах;

б) у пробірку з розчином $KMnO_4$ (1 мл) уведіть 3 – 4 краплі розчину H_2SO_4 і потім додайте $K_4[Fe(CN)_6]$ до знебарвлення. Складіть рівняння реакції, що протікає, враховуючи, що комплекс ферума (II) переходить у комплекс ферума (III) із тим же координаційним числом, а $KMnO_4$ у кислому середовищі відновлюється до $MnSO_4$. Розставте коефіцієнти в рівнянні реакції. Які хімічні реакції характерні для комплексних сполук?

ТЕМА 18. ВАЖКІ КОНСТРУКЦІЙНІ МЕТАЛИ ТА ЇХНІ СПОЛУКИ

Мета роботи – експериментальне вивчення хімічних властивостей хрому, металів підгрупи феруму, купруму і їхніх найважливіших сполук.

18.1 Підготовка до заняття

Ця робота включає вивчення теоретичного матеріалу за навчальною літературою [1; с. 419 – 429], [2; § 200, 228, 242] і рішення задач [3; № 984, 985, 1092, 1093, 1025, 1029] – за вказівкою викладача.

18.2 Експериментальна частина

Дослід 1. Одержання і властивості хром гідроксиду (III).

Виходячи з розчинної солі хрому (III), одержіть в двох пробірках осадки $\text{Cr}(\text{OH})_3$. Відзначте колір осаду. Випробуйте його розчинність у кислоті і лузі. Лужний розчин залишіть для досліду 2. Напишіть рівняння реакцій, зробіть висновки про характер $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

Дослід 2. Відновні властивості сполук натрій хроміту (III)

До отриманого в попередньому досліді розчину натрій хроміту додайте 5 – 8 крапель розчину H_2O_2 (окисника) і нагрійте. Як змінилося забарвлення розчину? Складіть рівняння реакції.

Дослід 3. Перехід діхромату в хромат і хромату в діхромат

До 1 мл розчину калій діхромату додайте по краплях 2 н розчин луку до зміни забарвлення розчину. Потім введіть у цю ж систему по краплях 2 н розчин сульфатної кислоти до зміни кольору.

Складіть молекулярні й йонні рівняння реакцій і поясніть, чому в кислому середовищі стійкий діхромат, а в лужному – хромат.

Дослід 4. Окисні властивості сполук хрому(VI)

Налийте в пробірку 1 мл розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, підкисліть його сульфатної кислотою і помістіть в нього декілька кристалів залізного купоросу $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Спостерігайте зміну забарвлення розчину.

Складіть молекулярне і йонно-електронне рівняння реакції, зазначте окисник і відновник.

Дослід 5. Взаємодія феруму з кислотами

У три пробірки налейте по 1 – 2 мл розведених розчинів кислот – хлоридної, сульфатної та нітратної. У четверту пробірку налейте 1–2 мл концентрованої сульфатної кислоти і нагрійте її. У кожену пробірку опустіть смужку феруму. Спостерігайте реакції, що відбуваються. Складіть рівняння реакцій, враховуючи, що при взаємодії заліза з концентрованою H_2SO_4 метал набуває ступеня окислювання (+3), а в інших випадках (+2).

Дослід 6. Одержання і властивості гідроксидів феруму (II), кобальту (II) і нікелю (II)

Обмінними реакціями з лугами одержіть осади $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Co}(\text{OH})_2$ і $\text{Ni}(\text{OH})_2$. Зазначте колір осадів в момент їхнього утворення. Як змінюється колір осадів на повітрі? Нагрійте пробірки з осадами. Що спостерігається? Чому? Складіть рівняння відповідних реакцій і зазначте, як змінюється стабільність гідроксидів в ряду $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Co}(\text{OH})_2$, $\text{Ni}(\text{OH})_2$?

Дослід 7. Виявлення купруму в сплавах

Зачистіть поверхню металевого зразка наждаковим папером і нанесіть на неї одну краплю концентрованої HNO_3 . Через хвилину нанесіть на те ж місце декілька крапель водного розчину аміаку. Поява синього забарвлення вказує на наявність міді в сплаві.

Складіть рівняння проведених реакцій, зазначте назву і тип отриманої комплексної солі міді.

Дослід 8. Розпізнавання латуні і міді

Латунь – сплав міді з цинком, а бронза – сплав міді з основним компонентом – оловом. Обидва сплави широко застосовуються в автомобілебудуванні.

На поверхню сплаву нанесіть декілька крапель концентрованої нітратної кислоти. Через дві хвилини за допомогою піпетки перенесіть розчин, що утворився, у пробірку і розбавте його водою. У пробірку внесіть 3 – 4 краплі розчину комплексної солі меркурію $\text{K}_2[\text{Hg}(\text{CN})_4]$: утворення чорно - фіолетового осаду вкаже на те, що сплав є латунню; бронза дає в аналогічних умовах осад зеленого кольору.

ТЕМА 19. ІДЕНТИФІКАЦІЯ ЗАБРУДНЮВАЧІВ ДОВКІЛЛЯ, ОБУМОВЛЕНИХ АВТОМОБІЛЬНИМ ТРАНСПОРТОМ

Мета роботи – засвоєння аналітичних реакцій визначення основних неорганічних і органічних забруднювачів повітря, води і ґрунту.

19.1 Завдання для самостійної роботи.

Вивчить теоретичний матеріал за підручниками [1; с. 419 – 425, 558 – 570], [6; с. 80 – 83, 85 – 92], [8; с. 457 – 464] і конспектом лекцій.

Вирішить наступні задачі і вправи (за вказівкою викладача):

1. Обґрунтуйте, які аналітичні реакції та процеси лежать в основі моніторингу навколишнього природного середовища.

2. Як провести розрахунок забруднення атмосферного повітря кількома токсикантами?

3. Визначте, як за допомогою кислотно – основних індикаторів (фенолфталеїн, метилоранж, лакмус) довести забруднення повітря парами CO_2 , NH_3 , HCl , H_2S , H_2SO_4 , HCN .

4. Атмосферне повітря біля автомобільної дороги забруднене парами бензолу, метанолу, формальдегіду, а також нафталіну. Спрогнозуйте методи якісного визначення цих токсикантів.

5. Проаналізуйте, катіони яких токсичних металів забруднюють ґрунт біля автомобільної дороги; внаслідок чого вони утворюються?

6. Сірководень, як відомо, досить шкідливий забруднювач довкілля. Спрогнозуйте наслідки наступної конкретної ситуації. При 20°C концентрація H_2S у забрудненій воді складає 0,13 моль/л. Визначте молекулярний та йонний стан цього токсиканта, якщо константи дисоціації дорівнюють: $K_1 = 1 \cdot 10^{-7}$; $K_2 = 1 \cdot 10^{-14}$.

7. Проаналізуйте наступну ситуацію. Під час аналізу водоймища з питною водою виявлено її забруднення катіонами Fe^{3+} , Ni^{2+} , Cd^{2+} , Al^{3+} , Zn^{2+} і аніонами S^{2-} , NO_3^- , SO_4^{2-} . Запропонуйте методи якісного визначення йонів - токсикантів і складіть рівняння відповідних реакцій.

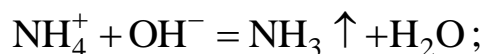
8. Під час аналізу ґрунту визначено його забруднення катіонами Pb^{2+} , Cr^{3+} , Fe^{2+} , Hg^{2+} , Mn^{2+} і аніонами NO_2^- , PO_4^{3-} , S^{2-} . Наведіть реакції ідентифікації цих йонів - токсикантів.

19.2 Експериментальна частина.

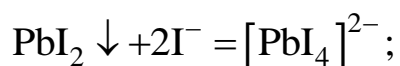
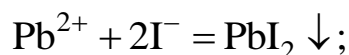
За вказівкою викладача кожен студент виконує 7 експериментів.

Дослід 1. Якісні реакції визначення катіонів - токсикантів.

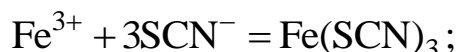
а) для визначення катіону амонію NH_4^+ до 1 – 2 крапель розчину його солі додайте 3 – 4 краплі розчину KOH . Суміш накрийте лабораторним склом з прикріпленим до нього лакмусовим папером і нагрійте. Папір синіє внаслідок виділення аміаку:



б) для ідентифікації катіонів п्लумбуму Pb^{2+} у забрудненій воді проведіть наступну реакцію. До 4 – 5 крапель солі цього металу додайте стільки ж розчину KI . Спостерігайте утворення жовтого осаду, який розчиняється у гарячій воді та в надлишку реактива:



в) для визначення катіонів феруму (III) до розчину його солі додайте 3 – 4 краплі KSCN . Спостерігайте інтенсивне червоне забарвлення за реакцією:

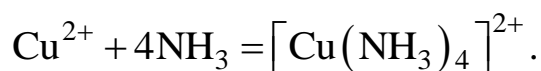


г) переконайтеся у наявності катіонів хрому Cr^{3+} у забрудненій воді за допомогою наступного процесу.

До 2 – 3 крапель розчину солі хрому додайте по краплям 2 М розчин NaOH до утворення осаду і його розчинення. Додайте 6 – 8 крапель 3 %- ного розчину H_2O_2 і нагрійте. Спостерігайте утворення жовтого розчину хромату:



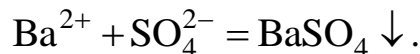
д) для ідентифікації йонів купруму (II) у забрудненій воді проведіть наступну реакцію. До 4 – 5 крапель солі міді додавайте по краплям розчин аміаку до появи синього забарвлення – аміаката купруму:



Дослід 2. Якісні реакції визначення аніонів - забруднювачів до-вкілля

а) для визначення SO_4^{2-} – (сульфат-аніону) проведіть наступний процес. До 2 – 3 крапель сульфата додайте HCl до кислої реакції і 2 – 3

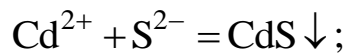
краплі 2 н розчину BaCl_2 . Спостерігайте появу білого осаду, який не розчиняється у кислотах:



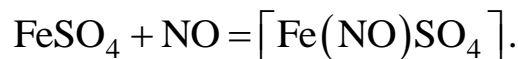
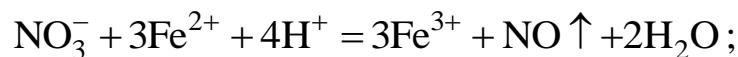
Гравіметричним методом проведіть його кількісне визначення;

б) переконайтеся у наявності сульфід-іонів (S^{2-}) у забрудненій воді.

Для цього до 5 – 6 крапель води додайте стільки ж розчину солі кадмію. Випадає осад жовтого кольору:

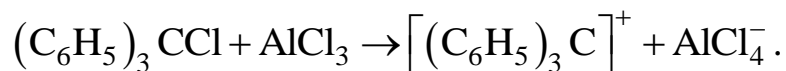
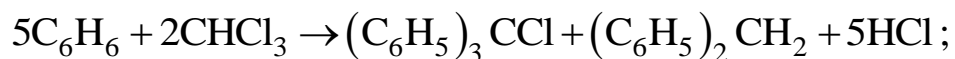
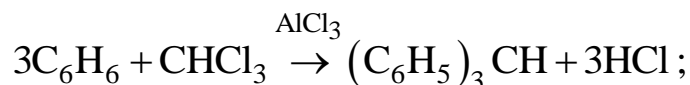


в) для ідентифікації нітрат-йону (NO_3^-) до 2 – 3 крапель розчину NaNO_3 на скляній пластівці внесіть кристал солі $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ і краплю конц. H_2SO_4 . Спостерігайте появу біля кристалу бурого кільця:



Дослід 3. Ідентифікація органічних забруднювачів навколишнього середовища.

а) для визначення аренів – бензола і нафталіна, що входять до складу автомобільних бензинів, проводять їхню реакцію з хлороформом (CHCl_3) в присутності AlCl_3 – процес супроводжується утворенням забарвлених сполук – солей трифенілкарбенія за схемою:



До 1 – 2 мл хлороформу додайте 2 – 3 краплі бензолу, суміш ретельно перемішайте і пробірку трохи нахиліть, щоб змочити її стінки. Додайте 0,5 – 0,6 г AlCl_3 таким чином, щоб частина порошку опинилась на стінках пробірки. Зверніть увагу на колір порошку і розчину.

Аналогічний експеримент проведіть з нафталіном. В реакції з ним

спостерігайте синє забарвлення, а з бензолом – червоно-помаранчове.

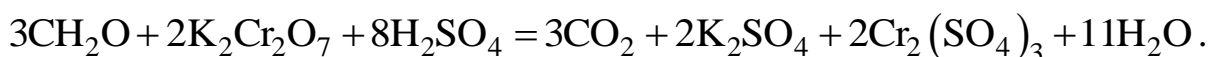
б) якісну реакцію на фенол проведіть за наступною методикою. В пробірку внесіть 2 – 3 кристала фенолу, розчиніть у 2 – 3 мл води, а потім додайте 1 – 2 краплі 3 % - ного розчину FeCl_3 . Спостерігайте появу фіолетового забарвлення, обумовленого утворенням сполуки ROFeCl_2 .

в) визначення токсиканта формальдегіда CH_2O проведіть за реакцією відновлення аміачного розчину оксида аргентума:



У пробірку з 5 мл реактива ($\text{AgNO}_3 + \text{NH}_4\text{OH}$) додайте 5 крапель формаліна і обережно нагрійте суміш при $60 - 70^\circ\text{C}$. На стінках пробірки спостерігайте металеве дзеркало срібла.

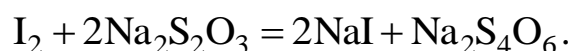
г) кількісне визначення метанолу і формальдегіду основане на їх окисненні розчином $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ у кислому середовищі:



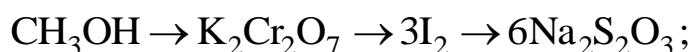
Надлишок калій біхромату оцінюють іодометричним методом:



Проведіть експерименти за вищевказаними реакціями, а йод, що виділився, відтитруйте натрій тіосульфатом:

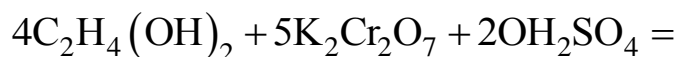


При цьому еквівалентні маси метанолу і формальдегіду розрахуйте на основі порівняння кількості речовин, що приймають участь в реакціях



$$E_{\text{CH}_3\text{OH}} = \frac{\mu}{6} = \frac{32}{6} = 5,342 \text{ г/моль}.$$

д) визначення концентрації етиленгліколю (основного компонента антифриза) проведіть аналогічно за реакцією:





Далі виконайте реакції попереднього експерименту, розрахуйте еквівалент етиленгліколю та його концентрацію.

ТЕМА 20. ФІЗИКО-ХІМІЧНІ МЕТОДИ МОНІТОРИНГУ І ЗАХИСТУ ДОВКІЛЛЯ

Мета роботи – ознайомлення с апаратурою і технікою визначення основних забруднювачів повітря, води і ґрунту за допомогою сучасних фізико-хімічних методів дослідження.

20.1 Підготовка до заняття.

Вивчить теоретичний матеріал за підручниками [1; с. 557 – 570], [6; с. 184 – 191, 222 – 225] і конспектом лекцій.

Вирішіть наступні задачі і вправи (за вказівкою викладача).

1. Проаналізуйте сучасні методи зменшення забруднення навколишнього середовища автомобільним транспортом.

2. Спрогнозуйте, в результаті яких реакцій горіння палив у бензинових двигунах утворюються оксиди нітрогену NO_x , якими способами можна знизити їхній вплив?

3. Яке паливо для ДВЗ – нафтове, змішане чи синтетичне – більш екологічно чисте? Відповідь обґрунтуйте рівняннями реакцій, що протікають при згорянні палив.

4. Охарактеризуйте відносну (відносно СО) токсичність наступних забруднювачів довкілля: вуглеводні, оксиди сульфуру, оксиди нітрогену NO і NO_2 , сажа, формальдегід, метанол, фенол.

5. Наведіть величини гранично допустимих концентрацій (ГДК) забруднювачів атмосфери: CO , NO , NO_2 , SO_2 , HCN , SO_3 і запропонуйте фізико – хімічні методи їх визначення.

6. Які із вказаних сполук мають характерні спектри поглинання у видимій області і чому: NaCl , CuSO_4 , FeCl_3 , CCl_4 , $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KMnO_4 ?

7. Проаналізуйте наступну конкретну ситуацію. Для визначення бензолу у питній воді використовували УФ – спектрофотометрію. Умови експерименту: $\lambda = 202$ нм, $\ell = 1$ см; $\varepsilon = 6900$; $A = 0,72$. Розрахуйте концентрацію забруднювача у воді (моль/л, мг/л), а після порівняння з ГДК (0,5 мг/л) зробіть висновок щодо придатності води.

8. Для кількісного визначення катіонів - токсикантів у воді: Ba^{2+} , Mn^{2+} , Zn^{2+} , Fe^{2+} , Pb^{2+} , Hg^{2+} використовують кулонометрію. Виходячі зі стандартних електродних потенціалів металів, обґрунтуйте послідовність їх відновлення на катоді за реакцією: $\text{Me}^{n+} + ne^- = \text{Me}$

$$\begin{array}{ll}
 E_{\text{Ba}^{2+}/\text{Ba}}^0 = -2,9 \text{ В}; & E_{\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}}^0 = -1,05 \text{ В}; \\
 E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В}; & E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,44 \text{ В}; \\
 E_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}}^0 = -0,13 \text{ В}; & E_{\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}}^0 = 0,85 \text{ В}.
 \end{array}$$

Визначте, катіони яких металів не вдається виділити на катоді та нейтралізувати їх токсичний вплив на воду.

9. Марганцевий йонно-селективний електрод у розчині забрудненої води має потенціал $-1,15\text{В}$. $E_{\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}}^0 = -1,05 \text{ В}$. Визначте концентрацію йона-токсиканта в системі і порівняйте її з гранично допустимою (ГДК йонів Mn^{2+} у питній воді $0,1 \text{ мг/л}$).

20.2 Експериментальна частина

За вказівкою викладача кожен студент виконує 5 експериментів.

Дослід 1. Спектрофотометричні методи аналізу забруднювачів навколишнього середовища

а) для визначення нітроген діоксиду (NO_2) у повітрі проводять його реакцію з сульфаніловою кислотою; при цьому утворюється діазосоль, яка з N - (1 – нафтил)етилендіаміном дає червоне забарвлення. Вміст NO_2 оцінюють на спектрофотометрі СФ – 46 при довжині хвилі $\lambda = 550 \text{ нм}$ і товщині кювети 5 см .

Спочатку на штучній суміші реагентів на основі NaNO_2 перевірте виконання в системі закону Бугера – Ламберта – Бера ($A = \varepsilon \cdot c \cdot \ell$) і побудуйте калібрувальний графік залежності оптичної густини від вмісту NO_2 в розчині. Потім визначте кількість NO_2 в досліджуваній системі.

Для оцінки концентрації NO_2 у забрудненому повітрі використовуйте аспіраційний прилад і пристрій для вимірювання об'єму повітря, що протягнутий крізь поглинальні розчини реагентів. В цьому випадку розрахунок концентрації NO_2 в повітрі (мг/м^3) проведіть за формулою:

$$x = \frac{a}{V_0}, \quad (20.1)$$

де a – кількість NO_2 , визначена в поглинальних розчинах, мкг ;

V_0 – об'єм повітря, приведений за нормальних умов, дм^3 .

Порівняйте одержаний результат з ГДК NO_2 (максимально разова

– 0,085 мг/м³) і зробіть висновок щодо забрудненості атмосфери.

б) для визначення вмісту катіонів феруму Fe³⁺ у забрудненій воді проводять реакцію їх взаємодії з SCN⁻ – аніонами; при цьому утворюється сполука Fe(SCN)₃ з кривавочервоним забарвленням. Слід зазначити, що ця реакція дуже чутлива і дозволяє визначати катіони Fe³⁺ з концентрацією їх в системі 10⁻⁷ г/мл. При цьому визначенню не заважають катіони Fe²⁺, які не утворюють з SCN⁻ йонами забарвлених сполук.

Вмість катіонів Fe³⁺ у забрудненій воді оцініть на спектрофотометрії СФ – 46 при λ_{max} 546 нм, використовуючи кювети товщиною 1 см.

Насамперед на стандартних розчинах перевірте відповідність вашої системи рівнянню Бугера – Ламберта – Бера; побудуйте графік залежності $A = f(c_{\text{Fe}^{3+}})$. Потім визначте концентрацію йона - токсиканта у забрудненій воді.

Дослід 2. Використання універсального газоаналізатору УГ – 2 для визначення вмісту сульфур діоксиду в повітрі

В експерименті використовуйте газоаналізатор УГ – 2 з комплектом індикаторних трубок на SO₂.

В першу чергу ознайомтесь з інструкцією роботи з приладом, зокрема з пристроєм для відбору повітря, що аналізується. Потім відкрийте індикаторні і фільтрувальні трубки, відломивши їх кінці відкривачем. Приєднайте індикаторну трубку до газоаналізатору УГ – 2 немаркованим кінцем, до іншого кінця трубки – фільтрувальну трубку. Всмоктавши необхідний об'єм повітря, від'єднайте індикаторну трубку. Прикладіть її до шкали, сумістіть з нульовою позначкою стовпчика індикаторного порошку біля маркірованого кінця. Зніміть покази за межею порошку, який змінив забарвлення. Повторіть виміри ще два рази. За результат беріть середнє арифметичне з трьох вимірів.

Одержаний результат порівняйте з величиною максимально разової концентрації SO₂, що складає 0,5 мг/м³, і зробіть висновок щодо забрудненості повітря цим токсикантом.

Дослід 3. Хроматографічні методи аналізу і захисту довкілля

а) розділення катіонів - токсикантів Pb²⁺, Bi³⁺, Ag⁺ і Hg²⁺ методом осадочної хроматографії.

Це розділення проведіть у формі йодидів металів - забруднювачів. Носій алюміній оксид змішайте з осаджувачем NaI і заповніть хроматографічну колонку діаметром 0,5 см і висотою 12 – 15 см.

Змішайте по 1,5 мл 0,1 М розчинів нітратів металів - токсикантів во-

ди і ґрунтів, відберіть 2 мл цієї суміші і залийте в колонку. При цьому спостерігайте хроматограму з декількох забарвлених зон.

Виходячи з величин добутку розчинності солей (ПР):

$$\text{ПР}_{\text{PbI}_2} = 8,7 \cdot 10^{-9}; \quad \text{ПР}_{\text{BiI}_3} = 8,1 \cdot 10^{-19}; \quad \text{ПР}_{\text{AgI}} = 8,1 \cdot 10^{-17};$$

$\text{ПР}_{\text{HgI}_2} = 4,5 \cdot 10^{-29}$, визначте послідовність розташування зон катіонів – забруднювачів навколишнього середовища. Зверніть увагу на забарвлення йодидів металів: PbI_2 – жовте, BiI_3 – буре, AgI – блідно-жовте, HgI_2 – помаранчове.

Підкреслимо, що у формі цих осадів доцільно вести захист довкілля, з'єднуючи катіони - токсиканти у стійкі важко розчинні сполуки;

б) розділ і визначення катіонів Fe^{3+} , Cr^{3+} , Zn^{2+} , Mn^{2+} , Co^{2+} і Ni^{2+} методом паперової хроматографії.

Краплю досліджуваного розчину нанесіть на хроматографічний папір. Зверніть увагу, що солі Fe^{3+} відразу ж забарвлюють хроматограму у бурий колір. Додавання краплі 2М розчину NaOH забарвлює папір у світло-коричневий колір, якщо в розчині містяться катіони Mn^{2+} . Спостерігайте рожеву зону йонів Co^{2+} , яка проходить за зоною катіонів Mn^{2+} .

На іншій хроматограмі визначте катіони Cr^{3+} і Zn^{2+} . Для цього папір обробіть 1 – 2 краплями насиченого розчину Na_2HPO_4 і краплею води. В центрі проявляється світло-жовта зона йонів Fe^{3+} , потім блакитно-зелена Cr^{3+} і рожева Co^{2+} . Зону йонів Zn^{2+} спостерігайте між зонами катіонів Cr^{3+} і Co^{2+} .

Дослід 4. Електрохімічні методи в моніторинзі довкілля

а) потенціометричне визначення катіонів натрію у забрудненій воді та водній витяжці ґрунту.

Потенціометричний метод аналізу оснований на тому, що залежність потенціалу йонно - селективного електроду від активності йонів натрія змінюється згідно рівняння Нернста:

$$E = E^0 + 0,0591 \lg a_{\text{Na}^+}. \quad (20.2)$$

Вимірювання проводять, використовуючи йонно - селективний (Na^+) скляний електрод та електрод порівняння $\text{Ag} / \text{AgCl}_{(\text{нас } \text{KCl})}$. Аналіз ведуть на йономірі ЭВ – 74, де ЕРС перетворюється на шкалі приладу у вигляді значень pNa^+ .

Підготовку йономіра до роботи проведіть згідно інструкції до приладу. Перед початком роботи обов'язково перевірте надійність заземлення.

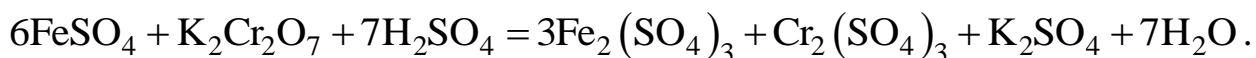
Перемикач йонміра встановіть в положення " t⁰ " (температура) і "1 – 4" (діапазон pNa⁺).

Виміряйте pNa розчинів NaCl наступної концентрації (М): 2; 1; 0,1; 0,01; 0,001 з помилкою $\Delta pNa = \pm 0,05$. Побудуйте калібрувальний графік в координатах $pNa = f \left[-\lg(\text{Na}^+) \right]$ і визначте вміст катіонів натрію у забрудненій воді.

За аналогічною методикою визначте концентрацію йонів натрію у водній витяжці ґрунту (біля автомобільної дороги) і зробіть висновок щодо його засолення;

б) потенціометричне титрування розчину солі FeSO₄.

Потенціометричне титрування окисно - відновних систем побудовано на різкій зміні потенціалу інертного електрода в точці еквівалентності. Електрохімічне визначення йонів Fe²⁺ засновано на титруванні стандартним 0,05 н розчином K₂Cr₂O₇ в кислому середовищі з індикаторним Pt електродом і електродом порівняння Ag / AgCl. Під час титрування протікає наступна реакція:



Перед початком роботи на йонмірі ЭВ – 74 платиновий електрод підключіть до гнізда панелі "ПЛ", а аргентум хлоридний – до "ВСП". Перемикач роду робіт встановіть на "плюс МВ".

У вимірювальну комірку введіть 10 мл розчину солі FeSO₄, що аналізується, 20 мл 1 М розчину H₂SO₄ і загальний об'єм системи доведіть до 100 мл дистильованою водою.

Титрування проводьте при інтенсивному перемішуванні розчину магнітною мішалкою при додаванні наступної порції титранта. При цьому добавку нової порції K₂Cr₂O₇ проводьте після встановлення стабільного значення потенціалу індикаторного електрода.

Результати вимірів представте у формі залежності E – V титранта. Точку еквівалентності визначте графічно, побудувавши залежність $\Delta E / \Delta V - V$.

Концентрацію катіонів феруму (II) (забруднювача води і ґрунту) в пробі визначте за формулою:

$$C_{Fe^{2+}} = \frac{C_{K_2Cr_2O_7} \cdot V_{K_2Cr_2O_7}}{V_{проби}}, \quad (20.3)$$

де V – об'єм проби, мл;

$C_{K_2Cr_2O_7}$ і $V_{K_2Cr_2O_7}$ – нормальна концентрація і об'єм титранта в точці еквівалентності.

Визначте помилку аналізу за результатами трьох титрувань.

У висновках вкажіть доцільність можливостей і областей застосування електрохімічних методів під час аналізу мутних і забарвлених систем доквілля.

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

1. Кириченко В.І. Загальна хімія: навч. посіб. / В.І. Кириченко. – К.: Вища шк., 2005. – 639 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. / Н.Л. Глинка. – М.: Химия, 2004. – 704 с.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. / Н.Л. Глинка. – М.: Химия, 2005. – 264 с.
4. Ткачук Г.С. Збірник вибраних задач із загальної хімії. / Г.С. Ткачук, Г.Т. Бубенщикова. – Львів: Новий світ – 2000, 2009. – 224 с.
5. Слободяник М.С. Загальна та неорганічна хімія: практикум. / М.С. Слободяник, Н.В. Улько, К.В. Бойко, В.М. Самойленко. – К.: Либідь, 2004. – 336 с.
6. Федішин Б.М. Хімія та екологія атмосфери: навч. – посіб. / Б.М. Федішин, Б.В. Борисюк, М.В. Вовк, В.І. Дорохов, Г.В. Павлюк. – К.: Алерта, 2003. – 272 с.
7. Гороновский И.Т. Краткий справочник по химии. / И.Т. Гороновский, Ю.П. Назаренко, Е.Ф. Некряч. – К.: Наук. думка, 1997. – 829 с.
8. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: підруч. для студ. вищ. навч. закл. / Н.В. Романова. – К.: Ірпень ВТФ "Перун", 2002. – 480 с.

Додаток А
Загальні відомості про пакет прикладних програм з хімії

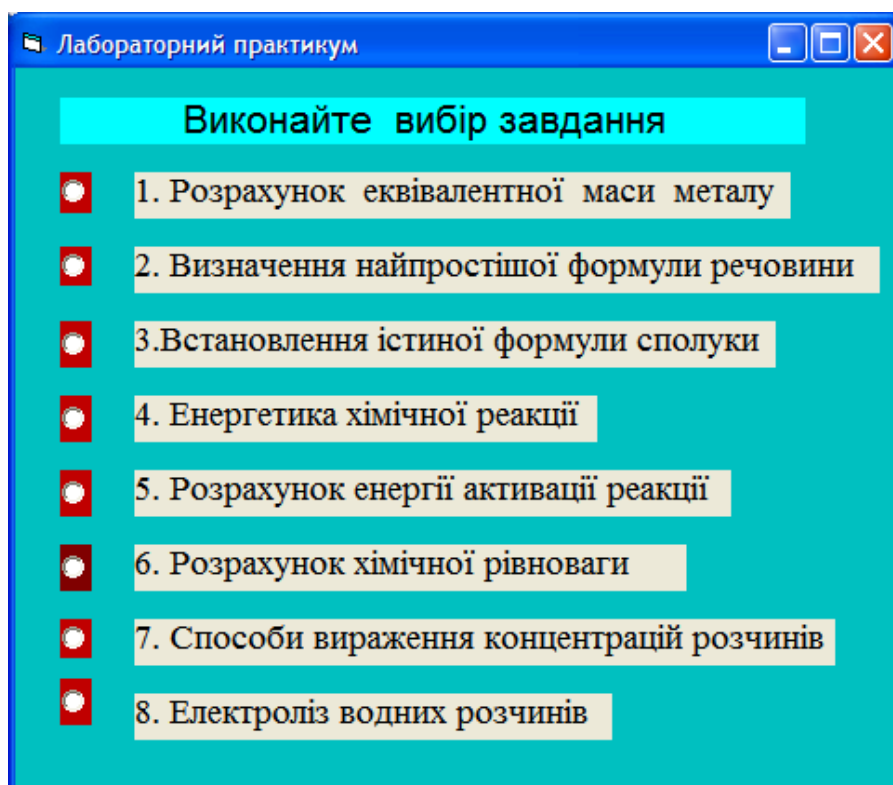
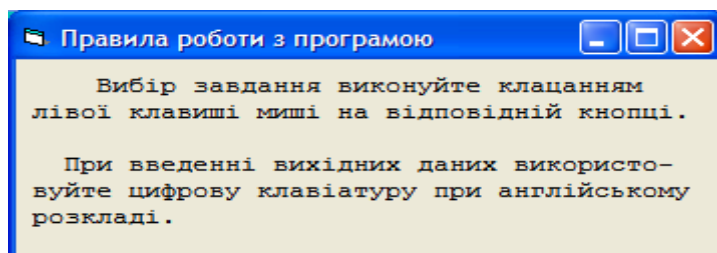
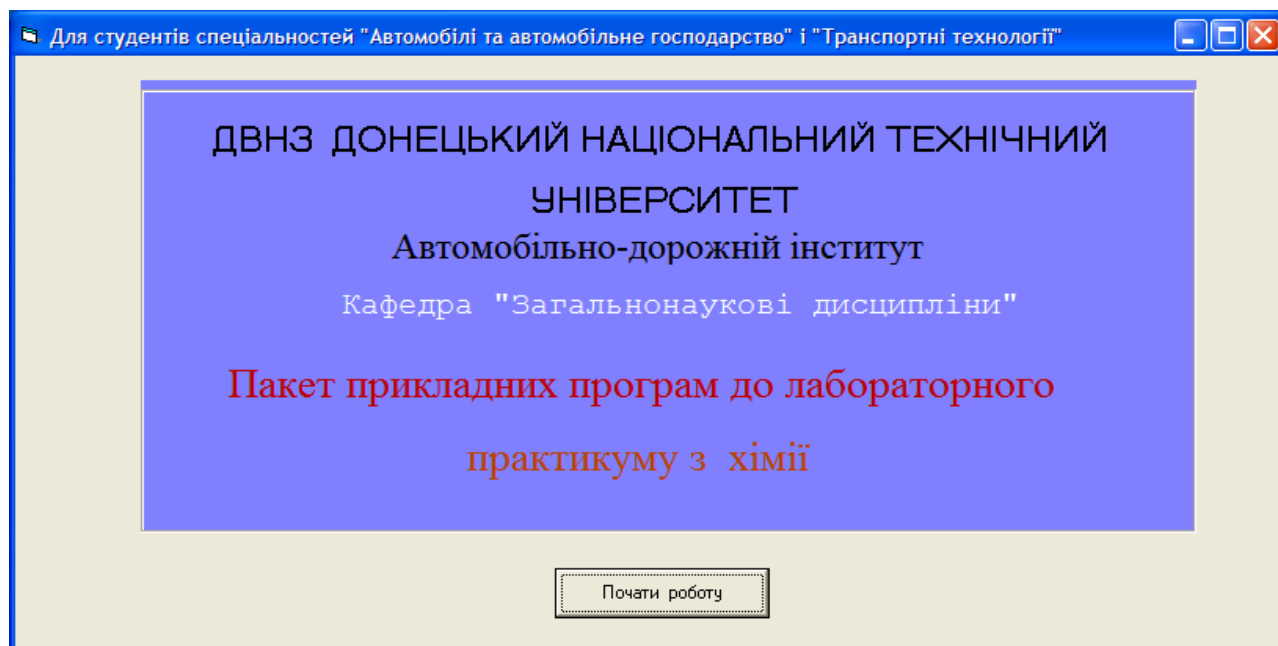


Рисунок А.1 – Алгоритм роботи з програмою

Додаток Б

Розрахунок еквівалентної маси металу

Введення вихідних даних

Маса металу (г):

Об'єм водню (л):

Тиск (мм.рт.ст.):

Тиск пари води (мм.рт.ст.):

Температура (К):

Результати розрахунку:

EM (еквівалентна маса)=

DEM (відносна помилка)=

EME =

Рисунок Б.1 – Розрахунок еквівалентної маси металу

Програма розрахунку:

```

Private Sub Command1_Click()
m = Val(Text1.Text)
v = Val(Text2.Text)
p = Val(Text3.Text)
ph = Val(Text4.Text)
t = Val(Text5.Text)
vo = (v * (p - ph) * 273) / (760 * t)
em = m * 11.2 / vo
dem = ((em - 12.15) / 12.5) * 100
mn2 = (p - ph) * v * 2 / (62400 * t)
eme = m / (mn2 * 1000)
Text6.Text = Str(em)
Text7.Text = Str(dem)
Text8.Text = Str(eme)
End Sub

```

Рисунок В.1 – Визначення найпростішої формули речовини

Програма розрахунку:

```

Private Sub Command1_Click()
  Dim m(1 To 3) As Double
  pb = Val(Text1.Text)
  c = Val(Text2.Text)
  h = Val(Text3.Text)
  m(1) = pb / 207: m(2) = c / 12: m(3) = h
  Min = m(1)
  For I = 1 To 3
    If m(i) < Min Then Min = m(i)
  Next
  x = m(1) / Min: y = m(2) / Min: z = m(3) / Min
  Text4.Text = Str(x)
  Text5.Text = Str(y)
  Text6.Text = Str(z)
End Sub

```

Додаток Г

Встановлення істинної формули сполуки

Задача:
 При повному згорянні 13.8 г органічної речовини утворилося 26.4 г діоксиду карбону і 16.2 г води. Густина пари цієї сполуки за воднем дорівнює 23. Установіть істинну формулу речовини.

Введення вихідних даних

Маса сполуки: Маса H₂O:

Маса CO₂: Молярна маса сполуки:

Результати розрахунку:
 Індекси X, Y, Z у формулі C_xH_yO_z:

X= Y= Z=

Рисунок Г.1 – Встановлення істинної формули сполуки

Програма розрахунку:

```

Private Sub Command1_Click()
mb = Val(Text1.Text)
mco2 = Val(Text2.Text)
mh2o = Val(Text3.Text)
mmb = Val(Text4.Text)
mc = (3 * mco2) / 11: mh = mh2o / 9: mo = mb - mh - mc
x = mc * mmb / (12 * mb): y = mh * mmb / mb: z = mo * mmb / (16 * mb)
If x - Int(x) < 0.5 Then x = Int(x) Else x = Int(x) + 1
If y - Int(y) < 0.5 Then y = Int(y) Else y = Int(y) + 1
If z - Int(z) < 0.5 Then z = Int(z) Else z = Int(z) + 1
Text5.Text = Str(x)
Text6.Text = Str(y)
Text7.Text = Str(z)
End Sub

```

Енергетика хімічної реакції

Задача:
Відновлення оксиду феруму воднем здійснюється за реакцією:
$$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2 = 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O} (\text{gas})$$

Визначте стандартні зміни ентропії, ентальпії, енергії Гіббса прямої реакції і константу хімічної рівноваги. При якій температурі одержання металевого заліза може протікати мимовільно?

Введення вихідних даних

Коефіцієнти рівняння:
A= B=
C= D=

Стандартні ентропії:
SA= SB=
SE= SD=

Стандартні ентальпії:
HA= HB=
HE= HD=

Результати розрахунку:
DS= T=
DH= KR=
DG=

Рисунок Д.1 – Енергетика хімічної реакції

Програма розрахунку:

```

Private Sub Command1_Click()
a = Val(Text1.Text)
b = Val(Text2.Text)
e = Val(Text3.Text)
d = Val(Text4.Text)
sa = Val(Text5.Text)
sb = Val(Text6.Text)
se = Val(Text7.Text)
sd = Val(Text8.Text)
ha = Val(Text9.Text)
hb = Val(Text10.Text)
he = Val(Text11.Text)
hd = Val(Text12.Text)
ds = (e * se + d * sd - a * sa - b * sb) / 1000
dh = (e * he + d * hd - a * ha - b * hb)
dg = dh - 298 * ds
t = dh / ds
kr = Exp(-dg / 5.7)
Text13.Text = Str(ds)
Text14.Text = Str(dh)
Text15.Text = Str(dg)
Text16.Text = Str(t)
Text17.Text = Str(kr)
End Sub

```

Додаток Е

Розрахунок енергії активації реакції

Введення вихідних даних

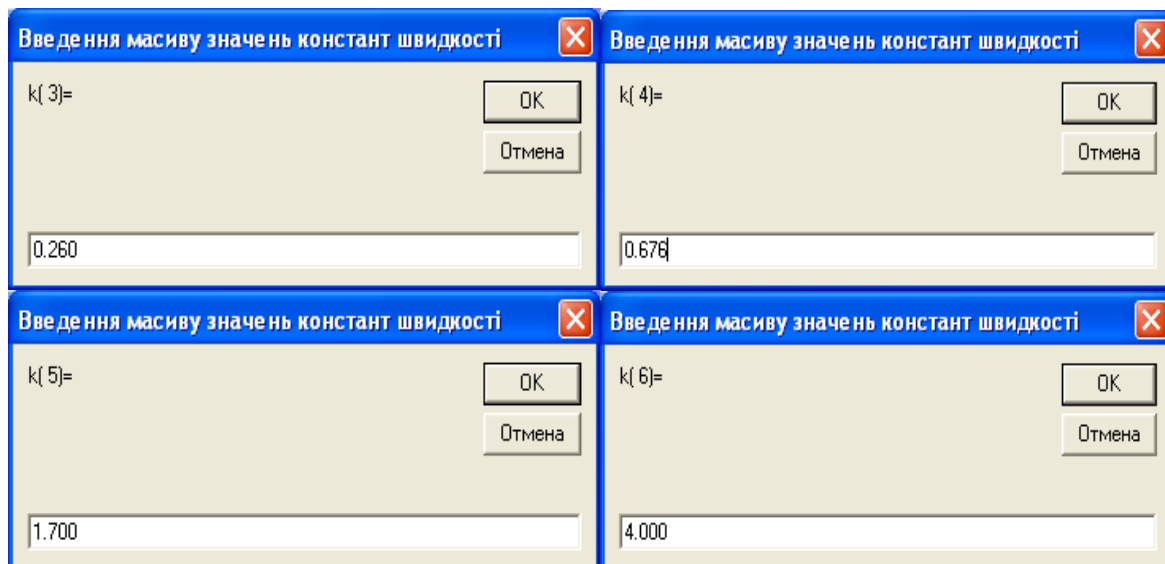
Вкажіть кількість точок

Результати розрахунку:

Значення енергії активації E=

<p>Введення масиву значень температур</p> <p>t(1)= <input type="text" value="293"/></p> <p><input type="button" value="OK"/> <input type="button" value="Отмена"/></p>	<p>Введення масиву значень температур</p> <p>t(2)= <input type="text" value="303"/></p> <p><input type="button" value="OK"/> <input type="button" value="Отмена"/></p>
<p>Введення масиву значень температур</p> <p>t(3)= <input type="text" value="313"/></p> <p><input type="button" value="OK"/> <input type="button" value="Отмена"/></p>	<p>Введення масиву значень температур</p> <p>t(4)= <input type="text" value="323"/></p> <p><input type="button" value="OK"/> <input type="button" value="Отмена"/></p>
<p>Введення масиву значень температур</p> <p>t(5)= <input type="text" value="333"/></p> <p><input type="button" value="OK"/> <input type="button" value="Отмена"/></p>	<p>Введення масиву значень температур</p> <p>t(6)= <input type="text" value="343"/></p> <p><input type="button" value="OK"/> <input type="button" value="Отмена"/></p>
<p>Введення масиву значень констант швидкості</p> <p>k(1)= <input type="text" value="0.038"/></p> <p><input type="button" value="OK"/> <input type="button" value="Отмена"/></p>	<p>Введення масиву значень констант швидкості</p> <p>k(2)= <input type="text" value="0.100"/></p> <p><input type="button" value="OK"/> <input type="button" value="Отмена"/></p>

Рисунок Е.1 – Розрахунок енергії активації реакції



РисунокЕ.1 – аркуш 2.

Програма розрахунку:

```

Private Sub Command1_Click()
n = Val(Text1.Text)
ReDim t(1 To n) As Integer
ReDim K(1 To n) As Double
For I = 1 To n
t(i) = InputBox("t( " & I & ")=", "Введення масиву значень температур")
Next i
For I = 1 To n
K(i) = Val(InputBox("k( " & I & ")=", "Введення масиву значень констант швидкості"))
Next i
sxy = 0: sx = 0: sy = 0: sx2 = 0
For I = 1 To n
x = 1 / t(i): y = Log(K(i))
sx = sx + x: sy = sy + y: sxy = sxy + x * y: sx2 = sx2 + x ^ 2
Next i
e = -8.314 * ((n * sxy - sx * sy) / (n * sx2 - sx ^ 2))
Text2.Text = Str(e)
End Sub

```

Додаток Ж

Розрахунок хімічної рівноваги

Задача:
 Константа рівноваги гомогенної системи $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + \text{H}_2$ при 800°C дорівнює 1.2.
 Початкові концентрації CO та H_2O однакові та дорівнюють 0,2 моль/л. Знайдіть рівноважні концентрації всіх реагуючих сполук.

Введення вихідних даних

Константа рівноваги системи:

Початкова концентрація сполуки А:

Початкова концентрація сполуки В:

Результати розрахунку:

Рівноважні концентрації сполук:

Seq A= Seq B=

Seq D= Seq E=

Рисунок Ж.1 – Розрахунок хімічної рівноваги

Програма розрахунку:

```

Private Sub Command1_Click()
keq = Val(Text1.Text)
ca = Val(Text2.Text)
cb = Val(Text3.Text)
a = keq - 1: b = -(ca + cb) * keq
c = keq * ca * cb
x = (-b - Sqr(b ^ 2 - 4 * a * c)) / (2 * a)
ceqa = ca - x
ceqb = cb - x
ceqd = x: ceqe = x
Text4.Text = Str(ceqa)
Text5.Text = Str(ceqb)
Text6.Text = Str(ceqd)
Text7.Text = Str(ceqe)
End Sub

```


Додаток К

Способи вираження концентрації розчинів

Контрольна задача:
В якому ваговому співвідношенні варто змішати воду і етиленгліколь, щоб одержати антифриз з температурою замерзання -50°C ? Кріоскопічна стала води дорівнює $1,86^{\circ}\text{C}$. Розрахуйте усі відомі вам концентрації отриманого розчину.

Введення вихідних даних

Маса розчиненої речовини:

Маса розчинника:

Молярна маса розчиненої речовини:

Молярна маса розчинника:

Значення густини розчину:

Сумарна валентність йонів:

Температура замерзання антифризу:

Результати розрахунку:

Масова доля =

Молярна концентрація =

Молярна концентрація =

Нормальна концентрація =

Мольна частка речовини =

Мольна частка розчинника =

Відношення мас розчиненої речовини до розчинника =

Рисунок К.1 – Способи вираження концентрації розчинів

Програма розрахунку:

```

Private Sub Command1_Click()
mb = Val(Text1.Text)
mr = Val(Text2.Text)
mmb = Val(Text3.Text)
mmr = Val(Text4.Text)
dra = Val(Text5.Text)
b = Val(Text6.Text)
t = Val(Text7.Text)
c = (mb / (mb + mr)) * 100: cml = (mb * 1000) / (mr * mmb)
cmr = (cml * dra * mr) / (mb + mr): cn = cmr * b
nb = (mb / mmb) / ((mb / mmb) + (mr / mmr)): nr = 1 - nb
mrl = -(mmb * t) / (1000 * 1.86)
Text8.Text = Str(c)
Text9.Text = Str(cml)
Text10.Text = Str(cmr)
Text11.Text = Str(cn)
Text12.Text = Str(nb)
Text13.Text = Str(nr)
Text14.Text = Str(mrl)
End Sub

```

Завдання для самоконтролю засвоєння матеріалу

1. Вирішіть цю ж задачу, замінивши один з компонентів антифризу – етиленгліколь на гліцерин $C_3H_8O_3$.
2. Перетворіть програму і розрахуйте температуру кипіння обох антифризів, якщо ебуліоскопічна стала води дорівнює $0,52^\circ$.
3. Яке практичне значення мають температури кипіння і замерзання антифризів при експлуатації двигунів внутрішнього згорання?
4. Складіть програми для розрахунку температур кипіння і замерзання розчинів електrolітів.
5. З використанням цих програм вирішіть наступну задачу. Ви маєте 3-молярні розчини $NaCl$, $CaCl_2$, $AlCl_3$. Ступінь електролітичної дисоціації всіх трьох солей у цих розчинах однаковий і дорівнює 90 %. Який розчин буде замерзати при більш низькій температурі і чому?
6. Зазначеними вище солями посипають взимку автомобільні дороги щоб уникнути їхнього зледеніння. Яка з солей найбільш ефективна і менш небезпечна відносно корозії?

Електроліз водних розчинів

Задача:
При електролізі водного розчину NiSO₄ силою струму 2А на протязі 40 хвилин на інертному катоді виділилося 1.46 г металу. Яка молярна маса нікелю? Скільки літрів кисню виділиться на аноді за нормальних умов?

Введення вихідних даних

Сила струму (А):

Термін електролізу (хв):

Значення молярної маси металу:

Значення молярної маси аніона:

Заряд металу:

Заряд аніона:

Результати розрахунку:

Для катіонів малоактивних металів і середньої активності
Маса металу =

Для безкисневих аніонів
Маса неметалу = Об'єм газу =

Для катіонів активних металів
Об'єм водню = Маса гідроксиду =

Для оксигенвмісних аніонів
Об'єм кисню = Маса кислоти =

Рисунок Л.1 – Електроліз водних розчинів

Програма розрахунку:

```

Private Sub Command1_Click()
I = Val(Text1.Text)
t = Val(Text2.Text)
mmm = Val(Text3.Text)
mma = Val(Text4.Text)
b = Val(Text5.Text)
z = Val(Text6.Text)
g = (I * t * 60) / 96500
mme = g * mmm / b: mmeoh = g * (mmm / b + 17)
mn = g * mma / z: vn = g * 11.2
vh2 = vn: vo2 = vh2 / 2: mk = g * (mma / z + 1)
Text7.Text = Str(mme)
Text8.Text = Str(mn)
Text9.Text = Str(vn)
Text10.Text = Str(vh2)
Text11.Text = Str(mmeoh)
Text12.Text = Str(vo2)
Text13.Text = Str(mk)
End Sub

```

Завдання для самоконтролю засвоєння матеріалу

1. Перетворіть програму для розрахунку кількісних закономірностей електролізу розплавів.
2. Вирішіть зазначену вище задачу стосовно до електролізу розплаву NiSO_4 .
3. Використовуючи ті ж умови експерименту ($I = 2\text{A}$; $t = 40\text{хв.}$), розрахуйте вихід продуктів катодної й анодної реакцій електролізу розплавів AgNO_3 , AlCl_3 , BeF_2 , CaSO_4 , NaOH . (Обидва електроди виготовлені з інертного матеріалу).

ЕЛЕКТРОННЕ НАВЧАЛЬНО – МЕТОДИЧНЕ ВИДАННЯ

Карпинець Антоніна Павлівна
Голуб Ірина Євгенівна

**МЕТОДИЧНИЙ ПОСІБНИК
ДЛЯ ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНОГО ПРАКТИКУМУ З ХІМІЇ
ГАЛУЗІ ЗНАНЬ 0701 "ТРАНСПОРТ І ТРАНСПОРТНА ІНФРАСТРУК-
ТУРА" ДЛЯ СТУДЕНТІВ НАПРЯМІВ ПІДГОТОВКИ: 6.070106 – "АВ-
ТОМОБІЛЬНИЙ ТРАНСПОРТ" І 6.070101 – "ТРАНСПОРТНІ ТЕХНО-
ЛОГІЇ" (АВТОМОБІЛЬНИЙ ТРАНСПОРТ).**

Підписано до друку _____.____.20__р. Гарнітура Times New Roman.
Умов. друк. арк. _____. Зам. № _____.

Державний вищий навчальний заклад
«Донецький національний технічний університет»
Автомобільно-дорожній інститут
84646, м. Горлівка, вул. Кірова, 51

Редакційно-видавничий відділ

Свідоцтво про внесення до Державного реєстру видавців, виготовників і розповсю-
джувачів видавничої продукції ДК № 2982 від 21.09.2007р.