

Міністерство освіти і науки України
Національний технічний університет України
«Київський політехнічний інститут».

Хімія

**Методичні вказівки
до виконання лабораторного практикуму
для студентів технічних спеціальностей
бакалаврського циклу підготовки
денної форми навчання**

Затверджено Методичною радою НТУУ «КПІ»

Київ
НТУУ «КПІ»
2006

Хімія: Метод. вказівки до викон. лаборатор. практикуму для студ. очно-спец. бакалавр. циклу підготовки ден. форми навчання / Уклад.: (1) Андришко, А. В., Підгорний, Н. А. Гуд та ін. – К.: НТУУ «КПІ», 2006. – 6-1 с.

*Триф надаю Методично Рівню НТУУ «КПІ»
(Протокол № 10 від 13.06.2006 р.)*

Навчальне видання

Хімія

Методичні вказівки

**до виконання лабораторного практикуму
для студентів технічних спеціальностей
бакалаврського циклу денної форми навчання**

Укладачі:

*Андришко Олександр Олександрович
Підгорний Андрій Вадимович
Гуц Нева Дмитро Іванович
Назарова Тамара Максимівна
Іванюк Олена Володимирівна*

Відповідальний

редактор *Т. В. Паркова, канд. хім. наук, доц.*

Рецензент *Н. М. Токстопалова, канд. хім. наук*

*За редакцією укладачів
Надруковано з оригіналу матеріалу*

Тематика 2006 р., вип. 2, 481

Шан. до друку 07.07.2006. Формат 60×84^{1/8}. Папір офс. І аркуша Тираж.
Список друку – редакційн. Ум. друк. арк. 1,72. Обл.-вида. арк. 6,18. Зак. №297. Навантаж. 600 пр.

НТУУ «КПІ» – ННП ІНТЕГ. електроника
61056, Київ, вул. Пастухівська, 14, верст. 15
тел./факс (044) 241 68-78

Мета проведення лабораторних робіт – закріпити та поглибити теоретичний програмний матеріал, оволодіти практичними навичками роботи в хімічній лабораторії.

Включення самостійної роботи студентів у навчальну програму в якості її основної складової частини потребує подальшого вдосконалення методики проведення лабораторних занять, підвищення їх ефективності.

До кожного лабораторного заняття студент має виконати певний обсяг самостійної роботи, яка передбачена робочою навчальною програмою дисципліни «Загальна хімія». Основні теоретичні питання за темою заняття наводяться у методичному посібнику «Методичні вказівки до організації самостійної роботи по хімії та збірник індивідуальних завдань». Для якісного засвоєння теоретичного матеріалу необхідно виконати рекомендоване домашнє завдання до кожного розділу курсу. Заключним компонентом підготовки до лабораторного заняття є складання протоколу заповнюваних дослідів у зошиті для лабораторних робіт. Безпосередньо перед виконанням дослідів у лабораторії викладач надає індивідуальні вихідні дані для проведення необхідних розрахунків чи складання рівнянь хімічних реакцій при проведенні експериментальної частини лабораторної роботи. Оформлення звіту про виконання індивідуального лабораторного завдання сприяє розвитку у студентів самостійної ініціативи в роботі, формує вміння проводити необхідні порівняння та співставлення, знаходити взаємозв'язки окремих капіт, а також робити обґрунтовані висновки з проведених дослідів та досліджень.

Основні вимоги до роботи в лабораторії

1. До виконання лабораторної роботи допускаються студенти, які пред'явили протокол, складений самостійно, в окремому зошиті на 24 – 36 с. («Зошит для лабораторних робіт з хімії», прізвище, ім'я та по батькові, факультет, група).

У зошиті зазначається:

- а) номер лабораторної роботи, її назва;
- б) мета роботи;
- в) поряток її виконання.

2. Одержані при виконанні роботи експериментальні дані необхідно пред'явити викладачу для перевірки.

3. Закінчивши роботу, необхідно виміряти хімічний посуд, привести в порядок робоче місце й приступити до обробки результатів та оформлення звіту. Звіт, крім протоколу, повинен містити:

- а) рівняння хімічних реакцій;
- б) формули для розрахунків;

в) розрахунок шуканих величин;
г) таблиці експериментальних та розрахованих даних, графіки на масштабно-координатному папері;

д) висновки.

Звіт закінчується словами: Роботу виконав студент _____ (прізвище).
4. Після задані звіту про виконану роботу студент отримує дозвіл на проведення наступної роботи.

5. Лабораторні роботи захищають за навчальним графіком, що передбачає коротке усне опитування за теоретичною частиною, а також наявність правильно виконаного докладного завдання з відповідної теми.

6. Студенти, які виконали всі лабораторні роботи навчальній темі, допускаються до колоквиуму.

7. Студенти, які здали колоквиум, допускаються до виконання робіт наступної теми.

8. У кінці семестру викладач виставляє студенту запис з лабораторного практикуму при умові, що він захистив усі лабораторні роботи і склав усі колоквиуми. Студенти, які не отримали запис з лабораторних робіт, до іспитів не допускаються.

9. Перед виконанням лабораторного практикуму необхідно пройти інструктаж з техніки безпеки та розписатися у відповідному журналі.

Вимоги техніки безпеки

1. Категорично забороняється проводити дослід, які не належать до даної роботи і не передбачені планом.

2. Забороняється пробувати на смак хімічні реактиви.

3. Усі експерименти з концентрованими кислотами та лугами, отруйними та леткими речовинами необхідно проводити у витяжній шафі.

4. Концентровану кислоту, яка випадково потрапила на шкіру, необхідно відразу змити великою кількістю води, промити уражене місце слабким розчином соди (2%) або аміаку і знову змити водою. Місце, уражене концентрованим лугом, необхідно промити великою кількістю води, потім розбавленим розчином (5%) оцтової кислоти і чистою водою.

5. При потраданні реактиву в очі їх необхідно відразу промити великою кількістю води та звернутися до лікаря.

6. При ошкіу подум'ям палиника або нагрітим предметом обробити уражене місце розчином перманганату калію.

7. Забороняється крутити ручки настройки та натискати кнопки управління вихірнопальних приладів (рН-метр, іономір) у непередбаченій неупередженої послідовності.

8. Забороняється захищати без нагляду улажені прилади.

9. Про всі неполадки в лабораторії необхідно відразу повідомляти викладача.

Лабораторна робота 1

Визначення кількості лугу в розчині

Мета роботи – ознайомитися з одним з методів об'ємного аналізу методом титрування, навчитися експериментально визначати кількість лугу у досліджуваному розчині.

1.1. Короткі теоретичні відомості

Визначення кількості лугу в розчині ґрунтується на участі його в реакції нейтралізації за рівнянням



Відповідно до рівняння реакції 2 моль гідроксиду натрію реагують з 1 моль сульфатної кислоти, утворюючи 1 моль сульфату натрію та 2 моль води.

Моль – кількість речовини, яка містить число Авогадро ($6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹) формульних одиниць (Ф.О.): атомів, молекул, іонів та ін. Кількість речовини позначають $n(x)$ і вимірюють у молях, де x – формульна одиниця речовини. Наприклад, $n(\text{Na}_2\text{SO}_4)$, $n(\text{Na}^+)$, $n(\text{SO}_4^{2-})$.

Молярна маса (маса 1 моль) – відношення маси порції речовини $m(x)$ до кількості речовини в цій порції. Молярну масу позначають $M(x)$ і вимірюють у грамах на моль:

$$M(x) = \frac{m(x)}{n(x)} \quad (1.1)$$

Молярна маса чисельно дорівнює відносній молекулярній масі речовини.

Відносна молекулярна маса $M_r(x)$ – величина безрозмірна. Вона обчислюється як сума відносних атомних мас елементів A_r , які входять до складу молекули. Наприклад, відносна молекулярна маса сульфатної кислоти $M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2A_r(\text{H}) + 4A_r(\text{S}) + 4 \cdot 16 = 98$.

Молярна маса сульфатної кислоти $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ г/моль.

Молярна концентрація речовини в розчині – це відношення кількості речовини до об'єму розчину V . Її позначають $c(x)$ і вимірюють у моль на літр:

$$c(x) = \frac{n(x)}{V} \quad (1.2)$$

Для визначення кількості лугу використовується титрування – поступове додавання розчину з відомою концентрацією до досліджуваного розчину з невідомою концентрацією речовини.

Титрування, в основі якого лежить реакція нейтралізації, тобто взаємодія кислот і лугів, закінчується в *момент еквівалентності*, яка визначається за зміною забарвлення індикатора. Знаючи концентрацію і об'єм розчину кислоти, витраченої на титрування, можна обчислити кількість луку в досліджуваному розчині.

Приклад. На титрування 20 мл розчину NaOH витрачено 8,2 мл розчину HCl з концентрацією $c(\text{HCl}) = 0,1$ моль/л. Чому дорівнюють кількість речовини $n(\text{NaOH})$ та маса луку $m(\text{NaOH})$ в розчині?

Розв'язання: а) Визначаємо в першу чергу кількість кислоти, витраченої на повне зв'язування луку, використовуючи вираз (1.2):

$$n(\text{HCl}) = c(\text{HCl}) \cdot V = 0,1 \cdot 0,0082 = 8,2 \cdot 10^{-4} \text{ моль.}$$

б) Записуємо рівняння реакції між кислотою й лугом:



З рівняння видно, що кислота та луг реагують в еквімолярних кількостях: $n(\text{NaOH}) = n(\text{HCl})$.

Отже, в досліджуваному розчині міститься $8,2 \cdot 10^{-4}$ моль NaOH.

в) Обчислюємо відносну молекулярну і молярну масу луку:

$$M_r(\text{NaOH}) = A_r(\text{Na}) + A_r(\text{O}) + A_r(\text{H}) = 23 + 16 + 1 = 40;$$

$$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль.}$$

За (1.1) обчислюємо масу луку в розчині:

$$m(\text{NaOH}) = n(\text{NaOH}) \cdot M_r(\text{NaOH}) = 8,2 \cdot 10^{-4} \cdot 40 = 0,0328 \text{ г.}$$

Готуючись до даної лабораторної роботи, необхідно повторити основні поняття й закони хімії, які вивчаються в шкільному курсі хімії. На допомогу самостійній роботі студента пропонуються методичні вказівки "Основні поняття хімії. Класи хімічних сполук", складені викладачами кафедри.

1.2. Прилади, посуда, реактиви

Мірна колба на 100 мл, піпетка на 20 мл, конічна колба для титрування на 100 мл, колба – промивалька, воронка, скляні крапельниця, бюретка на 25 мл, штатив з ланкою, розчин сульфатної кислоти з молярною концентрацією $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,05$ моль/л, досліджувані розчини луку, індикатор (розчин фенолфталеїну), дистильована вода.

1.3. Порядок виконання роботи

1. Відповідно до номера завдання, вигідного викладачем, отримайте у лаборанта три конічні колби з іміцією в них певною кількістю луку. Номер завдання записуйте у протокол.
2. Знайомтеся з бюреткою, призначеною для точного вимірювання об'єму рідини. Бюретка лише собою скляну трубку зі звуженням кінцем, до

якого гумовою трубкою прислана відтягута скляна трубка. В гумовій трубці знаходиться скляна куляка. Бюретка калібрована в мілілітрах з десятими частками та нульовою поділкою у верхній частині.

3. Заповніть бюретку через воронку приблизно на третину розчином сульфатної кислоти з молярною концентрацією $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,05$ моль/л. Поставте під бюретку склянку і, відтягуючи гумову трубку в бік від скляної куляки (при цьому між гумовою трубкою та кулякою утворюється щільна), навічітьяє випливати розчин з бюретки.

4. Вижніть бульбашки повітря з нижньої скляної трубки бюретки. Для цього відтягуйте її долору і випустіть деякий об'єм рідини. Заповніть бюретку розчином сульфатної кислоти через воронку до нульової поділки, відмічаючи рівень по нижній лінії меніску. Меніск повинен знаходитися на рівні очей спостерігача. Бюретка готова до роботи. Зніміть воронку з бюретки.

5. Проведіть титрування. Конічну колбу з лугом поставте під бюретку на білий аркуш паперу: лівою рукою, відтягуючи гумову трубку в бік у місілі знаходження скляної куляки, випускайте невеликими порціями розчин кислоти у розчин луку, а правою рукою кільцевими рухами постійно перемішуйте розчин у конічній колбі до його знебарвлення. Результати першого титрування є наближеними.

6. Повторіть титрування двічі. Для цього в бюретку доливайте розчин кислоти кожного разу до нульової позначки. В колбу відразу приймайте з бюретки розчин кислоти на 1 мл менше, ніж у першому випадку. Далі розчин кислоти додавайте краплями, ретельно перемішуючи його в колбі, поки додання чергової крапліни не призведе до знебарвлення розчину. Різниця між об'ємами кислоти, які витрачені на друге й третє титрування, не повинна перевищувати 0,1-0,2 мл. В іншому разі титрування необхідно повторити.

1.4. Обробка результатів

1. Запишіть результати експерименту:

$$V_1 = \text{_____ мл}$$

$$V_2 = \text{_____ мл}$$

$$V_3 = \text{_____ мл}$$

2. За результатами другого та третього титрувань обчисліть середнє значення об'єму кислоти $V_{\text{ср}}$ витраченого на нейтралізацію розчину луку.

3. Обчисліть кількість кислоти $n(\text{H}_2\text{SO}_4)$, яка міститься в об'ємі $V(\text{H}_2\text{SO}_4)$. Молярна концентрація кислоти $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,05$ моль/л. Для розрахунку використовуйте формулу (1.2).

4. Обчисліть кількість луку $n(\text{NaOH})$ в розчині, використовуючи складену ваги рівняння реакції нейтралізації.

5. Обчисліть масу кислоти $m(\text{H}_2\text{SO}_4)$ та масу луку $m(\text{NaOH})$ за (1.1).

Результати наведіть у вигляді таблиці:

$V_{\text{роз}}(\text{H}_2\text{SO}_4)$ мл	$n(\text{H}_2\text{SO}_4)$ моль	$m(\text{NaOH})$ моль	$m(\text{H}_2\text{SO}_4)$ г	$m(\text{NaOH})$ г
---	------------------------------------	--------------------------	---------------------------------	-----------------------

Запитання для самоконтролю

- Сформулювати та пояснити поняття: атом і молекула, відносна атомна та молекулярна маса.
- Навести визначення молярної маси речовини та одиниці вимірювання. Як знайти масу однієї молекули?
- Пояснити зміст поняття кімкість речовини, закріплюючи часно частинку (Ф.О.) у зв'язі з порції речовини, а яких одиниць вимірюється кількість речовини?
- Сформулювати закон Авогадро та вислідки з нього. Який об'єм газу визначають молярна і як визначити відносну густину одного газу за іншим?
- Що називається валентністю та ступенем окиснення хімічних елементів? Пояснити на конкретних прикладах.
- Пояснити поняття хімічного еквівалента. Чому дорівнює молярна маса еквівалентів елементів та число еквівалентності, молярний об'єм еквівалентів гідроксидних елементів?
- Навести формулювання закону еквівалентів.

Лабораторна робота 2

Добування нерозчинних гідроксидів та вивчення їх властивостей

Мета роботи: ознайомитися зі способами добування нерозчинних гідроксидів та вивчити їх властивості.

Порядок виконання роботи

Отримайте у викладача індивідуальне завдання з указаними солями за переліком А і В.

Сіль А	Сіль В
1. $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$	1. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
2. MgSO_4	2. $\text{Cu}_2(\text{SO}_4)_3$
3. NiSO_4	3. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
4. CuSO_4	4. ZnSO_4
5. MnSO_4	5. SnSO_4
6. FeCl_3	6. $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$

Виконайте наведені досліді 1 та 2.

8

Дослід 1.

Відповідно до номера завдання внести у пробірку 1-2 мл розчину солі А. Додати, урякуючи надлишку, (пояснити чому) розчин луку (гідроксиду натрію) до утворення осаду гідроксиду відповідного металу. Який колір осаду?

Вміст пробірки збовтати (осад не повинен розчинятися) і разом з осадом розділити на дві частини. До однієї пробірки додати розчин нітратної кислоти, а до іншої – розчин надлишку луку.

Висновок: а) записати свої спостереження; б) скласти рівняння відповідних реакцій; в) зробити висновок щодо хімічного характеру добутого гідроксиду.

Дослід 2.

Відповідно до номера завдання внести у пробірку 1-2 мл розчину солі В. Дати повторити всі дії аналогічно Досліді 1.

Результати роботи наведіть у вигляді таблиці:

Формула солі	Формула гідроксиду	Колір осаду	Розчинність осаду		Хімічний характер гідроксиду
			HNO_3	$\text{NaOH}_{\text{нап}}$	
А.					
В.					

Висновок: а) як добути потьворозчинний гідроксид металу; б) як визначити хімічний характер гідроксидів.

Лабораторна робота 3

Добування середніх солей

Мета роботи: ознайомитися з методами добування середніх солей за допомогою реакцій обміну та реакцій за участю оксидів.

Дослід 1. Добування середніх солей за реакціями обміну між солями.

1а. Взаємодія солей між собою.

У три пробірки налейте по 1-2 мл розчинів калію сульфату, барію хлориду та літійовому нітрату. В першу пробірку додайте 1мл розчину натрію сульфату, у другу – натрію сульфату, у третю – калію йодиду. Запишіть колір осади, що утворилися. Складіть відповідні рівняння хімічних реакцій.

1б. Взаємодія між сіллю та кислотою.

До 1-2 мл розчину літійовому нітрату долейте 1 мл розчину сульфатної кислоти. Складіть рівняння хімічної реакції.

9

1в. Взаємодія між сіллю та лугом.

У пробірку до 1-2 мл розчину Ca(OH)_2 додайте 1-2 мл розчину Na_2CO_3 , яка речовина випадає в осад? Складіть рівняння хімічної реакції та запишіть колір осаду.

Дослід 2. Реакції солетворення за участю оксидів.

2а.

Невелику кількість оксиду калію (**II**) помістіть у пробірку, додайте 1,0-2,0 мл розчину хлоридної кислоти. Запишіть спостереження. Запишіть відповідне рівняння реакції.

2б.

Найіть у пробірку 1,0-2,0 мл розчину гідроксиду кальцію. Додайте за допомогою сухої скляної палички невелику кількість P_2O_5 . Запишіть спостереження. Запишіть відповідне рівняння реакції.

Контрольний дослід.

У трьох склянках X, Y, Z (номери склянок вказує викладач) знаходяться розчини солей. Визначити, в якій із склянок знаходиться кожна із вказаних солей, використовуючи тільки розчини реагентів та можливу взаємодію між досліджуваними розчинами солей (див. Додаток 1).

Варіант 1

Розчин солей: кальцію хлориду, кальцію гідроксидату, натрію фосфату.

Реагент: гідроксид кальцію Ca(OH)_2

Варіант 2

Розчин солей: натрію хлориду, барію хлориду, аргентуму нітрату.

Реагент: натрію хромат Na_2CrO_4

Варіант 3

Розчин солей: алюмінію сульфату, магнію сульфату, аргентуму нітрату.

Реагент: гідроксид натрію NaOH

Запропонуйте хід дослідження, складіть рівняння відповідних реакцій, результати наведіть у вигляді таблиці:

Номери контрольних склянок	Формула солі

Лабораторна робота 4

Добування кислот та основних солей, вивчення їх властивостей.

Порядок виконання роботи

Дослід 1. Добування кислоти солі.

1а. Взаємодія середньої солі з надлишком кислоти.

У пробірку, що містить 2-3 мл розчину гідроксиду кальцію (натієна вода), пропускате вуглекислий газ із апарата Киппа. Спостерігайте спочатку утворення осаду CaCO_3 , а потім його повне розчинення у надлишку карбонатної (вугільної) кислоти з утворенням кислоти солі $\text{Ca(HCO}_3)_2$. Складіть рівняння хімічних реакцій. *Розчин кислоти солі зберігайте для дослідів 1б.*

1б. Вивчення властивостей кислот солей.

Добутий розчин гідроксидату кальцію поділити на 4 частини. Одну частину нагріти до кипіння. Яка речовина при цьому випадає в осад? Скласти рівняння хімічної реакції.

До другої частини розчину додайте розчин гідроксиду кальцію, до третьої – розчин Na_2CO_3 , а до четвертої – розчин Na_2PO_4 . Які хімічні реакції відбуваються у розчинах? Назвати речовину, яка випадає в осад. Скласти рівняння хімічних реакцій.

Дослід 2. Добування основної солі.

2а. Взаємодія середньої солі з лугом у недостатку.

Найіть у пробірку 2-3 мл розчину солі CoSO_4 або $\text{Co(NO}_3)_2$. Додайте невеликий порціями (по краплях) при перемішуванні розведений розчин NaOH . Синьо-фіолетовий осад основної солі кобальту, що утворюєся, розділіть на дві частини. Складіть рівняння хімічної реакції добування основної солі кобальту (**II**).

2б. Властивості основних солей.

1. У пробірку до основної солі кобальту (**II**) (дослід 2а) додайте 1 мл розчину нітратної кислоти. Які зміни Ви спостерігаєте? Складіть рівняння хімічної реакції.

2. У пробірку, що містить основну сіль кобальту (**II**), додайте надлишок розчину луку. Чому змінюється колір осаду? Складіть рівняння хімічної реакції.

Дослід 3. Добування основних солей за реакціями іонного обміну з гідролізом.

Підчас утворення в розчині солей, до складу яких входять багатоварядні катіони металів та аніони слабких кислот, відбувається їх гідроліз. Продуктом гідролізу (тобто реакції обміну з водою) таких солей може бути основна сіль, наприклад:





У три пробірки внести по 1,5-2 мл розчинів амонію сульфату, цинку сульфату та купрум(II) сульфату. Додати у першу пробірку 1,5-2 мл розчину натрію ацетату і нагріти зміст пробірки на водяній бані. Спостерігайте утворення осаду основної солі амонію ацетату.

У пробірки з розчином CuSO_4 та ZnSO_4 додайте 1,0-1,5 мл розчину Na_2CO_3 . Спостерігайте утворення осаду основної солі купрум(II) карбонату біло-зеленого кольору та основної солі цинку карбонату.

Збережіть осад основних солей для виконання досліду 4.

Дослід 4. Властивості основних солей.

Одержані, відповідно до індивідуальних завдань, осадки основних солей $[\text{Zn}(\text{OH})_2\text{CO}_3]$, $\text{Al}(\text{OH})(\text{CH}_3\text{COO})_2$ та $[\text{Cu}(\text{OH})_2\text{CO}_3]$ розділіть на дві частини.

До першої частини осаду додайте розчин HNO_3 . Запишіть свої спостереження та складіть рівняння реакцій взаємодії основних солей з кислотою.

До другої частини осаду додайте надлишок лугу. Поясніть, які зміни спостерігаються, враховуючи хімічний характер гідроксидів, що утворюються у проміжних стадіях реакцій. Складіть відповідні рівняння реакцій.

Залпання для самоконтролю

1. Поясніть, як визначити хімічний характер оксиду бauxиту, який є природою сполучення, що його утворюють.
2. Як вам відомі гідроксиди за хімічним характером? Як складають формули гідроксидів, нікельця з оксидів, що їх відновлюють? Як сполуки утворюються при взаємодії проміжних за хімічним характером оксидів і гідроксидів? Наведіть приклади.
3. Поясніть, у чому полягає зміст реакції Ломоноса (голдінного) обміну. Як, використовуючи цей тип реакції, можна одержати малорозчинні солі? Гідроксиди? Наведіть приклади.
4. Якими реакціями можна підтвердити амфотерний характер оксиду цинку гідроксиду? Як методи можна застосувати для одержання кислот солей? Наведіть два основних типи реакцій, властивих для цих сполук.
6. Сформулюйте основні методи одержання основних солей та підкажіть, які типи реакцій характерні для цих сполук.

Лабораторна робота 5

Якісний аналіз розчину солі

Мета роботи: експериментально вивчити якісні реакції катіонів та аніонів з використанням неорганічних та органічних реагентів; виконати якісний аналіз невідомої солі.

5.1. Короткі теоретичні відомості

Якісний катіонний аналіз дозволяє визначити якісний склад досліджуваної речовини. Аналіз водних розчинів солей передбачає виявлення або відкриття окремих іонів (катіонів та аніонів), що утворилися в результаті дисоціації.

Іони відкривають за допомогою *якісних реакцій*, характерних тільки для даного іона. Іон, який відкривають, повинен утворювати з певною речовиною (реагентом) забарвлену сполуку, осад або газ із специфічним запахом та інше, що дає можливість зробити висновок про наявність даного іона в розчині. Як реагенти, використовують розчини неорганічних та органічних сполук.

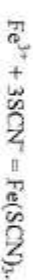
Якісні реакції характеризуються значною чутливістю. Мільйон, що відкривається даним реагентом (найменша маса речовини, яка міститься в одній краплі досліджуваного розчину), виражається в мільйонних частках грама (10^{-6} г).

5.2. Порядок виконання роботи

Дослід 1. Провести якісні реакції на ряд катіонів.

1а. Виявлення іона Fe^{3+} .

Якісна реакція з родиніом амонію: помістіть у пробірку краплю розчину солі феруму (III), додайте 3-4 краплі розчину амонію родиніду. Спостерігайте зміну забарвлення розчину в результаті утворення феруму (III) родиніду:



Визначити колір розчину.

1б. Виявлення іона Cu^{2+} .

Якісна реакція з гідроксидом амонію: до двох крапель розчину солі купрум(II) додайте 4-5 крапель концентрованого розчину аміаку. Спостерігайте зміну забарвлення в результаті утворення комплексного катіону:



1в. Виявлення іона Ni^{2+} .

Якісна реакція з диметилгідроксимом (скорочене позначення $\text{H}_2\text{D}_{\text{ml}}$):



До 2-3 крапель розчину солі нікелю додайте кілька крапель розчину аміаку до повного розчинення утвореного рясше осаду основної солі нікелю.

Потім додайте 2-3 краплі спиртового розчину диметилгіоксиму H_2Dm . Спостерігайте утворення осаду внутрішньоконшиксової сполуки нікелю з реагентом. Зверніть увагу на колір осаду:



1г. Виявлення іона Pb^{2+} .

Якісна реакція з калієм йодидом: до двох крапель розчину літмобуму (II) нітрату додайте 2 краплі розчину калію йодиду. Спостерігайте утворення осаду літмобуму йодиду. Зверніть увагу на колір осаду.

1а. Виявлення іона Zn^{2+} .

Якісна реакція з сульфідом натрію: до 2 крапель розчину солі цинку додайте 3-4 краплі розчину сульфиду натрію. Спостерігайте утворення білого осаду сульфиду цинку. Треба мати на увазі, що катіони Cu^{2+} та Pb^{2+} утворюють чорні осадні відповідних сульфідів.

Дослід 2. Провести якісні реакції на ряд аніонів.

2а. Виявлення іона SO_4^{2-} .

Якісна реакція з барію хлоридом: до 2-3 крапель розчину натрію сульфату додайте 2 краплі розчину барію хлориду. Спостерігайте утворення осаду барію сульфату. Запишіть колір осаду.

2б. Виявлення іона Cl^- .

Якісна реакція з аргентуму нітратом: до 1-2 крапель розчину натрію хлориду додайте 1-2 краплі розчину нітратної кислоти (1 моль/л) та 2 краплі розчину аргентуму нітрату. Спостерігайте утворення осаду аргентуму хлориду. Запишіть колір осаду.

2в. Виявлення іона NO_3^- .

Якісна реакція з дифеніламіном: на суху скляну шпательку помістіть 3 краплі розчину дифеніламіну та 1-2 краплі розчину натрію (або калію) нітрату. Перемішайте суміш скляною паличкою. Запишіть колір продукту окиснення дифеніламіну нітрат-іоном.

Контрольний дослід.

Виконайте якісний аналіз розчину невідомої солі.

У колбі місткістю 50 мл одержать контрольний розчин однієї з солей: сульфату, хлориду, нітрату форму (III), кюруму (II), нікелю (II), цинку, літмобуму (II). Виконайте якісні реакції на катіони Fe^{3+} , Cu^{2+} , Ni^{2+} , Zn^{2+} , Pb^{2+} та аніони Cl^- , SO_4^{2-} , NO_3^- . Визначте катіон та аніон невідомої солі у контрольному розчині. Записати формулу визначеної солі та довести до відома викладача.

5.3. Обробка результатів

1. Скласти рівняння хімічних реакцій, які відбуваються в досліді.
 2. Назвати результати дослідів у вигляді таблиці за таким зразком:
- | Іон | Назва (формула) реагенту | Рівняння хімічної реакції | Зовнішні ознаки реакції |
|-----|--------------------------|---------------------------|-------------------------|
| | | | |
3. Скласти рівняння якісних реакцій на катіон та аніон досліджуваної солі в контрольному розчині. Записати зовнішні ознаки, якими супроводжуються якісні реакції.
 4. Записати формулу досліджуваної солі.

Лабораторна робота 6

Визначення теплового ефекту реакції нейтралізації

Мета роботи – експериментально визначення теплового ефекту реакції нейтралізації сильної кислоти сильною основою.

6.1. Короткі теоретичні відомості

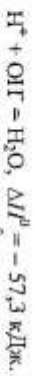
Теплова ефектом процесу називають кількість теплоти, яка виділяється або поглинається в результаті перебігу цього процесу, коли єдиним видом роботи є робота розширення системи. Тепловий ефект реакції залежить від кількості реагуючих речовин, їх агрегатного стану, температури й тиску. Тепловий ефект реакції, яка відбувається за сталої температури і тиску, виражається зміною термодинамічної функції *ентальпії* ΔH . Для екзотермічних реакцій, які відбуваються з виділенням енергії, ентальпія системи зменшується ($\Delta H < 0$), для ендотермічних реакцій, які відбуваються з поглинанням енергії, ентальпія системи збільшується ($\Delta H > 0$). Теплові ефекти реакцій виражаються в кілоджоулях (кДж).

У термодинамічному рівнянні реакції зазначають агрегатний стан речовин та зміну ентальпії. Коefіцієнти перед формулами сполук в термодинамічному рівнянні відповідають кількості кожної з речовин, які беруть участь у реакції. Тому в термодинамічних рівняннях кожній дробовій коефіцієнті і для будь-якого хімічного процесу можна скласти кілька термодинамічних рівнянь, наприклад:



Стандартний тепловий ефект реакції нейтралізації – це зміна ентальпії в реакції між одним молем іонів гідрогену й одним молем іонів гідроксиду з утворенням одного моля молекули води за стандартних умов.

Відповідне термохімічне рівняння реакції в іонно-молекулярній формі має вигляд:



Стандартна ентальпія нейтралізації ΔH° , яка визначена за стандартних умов ($T = 298 \text{ К}$, $p = 101,3 \text{ кПа}$), дорівнює $-57,3 \text{ кДж/моль}$.

6.2. Прилади, посуда, реактиви

Штабля з лашкою, бюретка, калориметр, мірний циліндр на 50 мл, розчин сульфатної кислоти, $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5 \text{ моль/л}$; розчин лугу (NaOH або KOH), $c(\text{MOH}) = 1 \text{ моль/л}$ ($\text{M} - \text{K}$ або Na).

6.3. Порядок виконання роботи

1. Одержіть у викладача завдання, в якому зазначено молярну концентрацію розчину кислоти та об'єм цього розчину, що буде використаний в досліді.
2. Розрахуйте кількість речовини (кислоти) в мольх, що знаходиться у заданому об'ємі розчину: $n(\text{кислоти}) = c(\text{кислоти}) \cdot V_{\text{розч.}}$.
3. Складіть рівняння реакції взаємодії кислоти з лугом.
4. Розрахуйте за рівнянням реакції, яку кількість NaOH необхідно використати для нейтралізації кислоти.
5. Для нейтралізації кислоти буде використовуватись розчин лугу з молярною концентрацією $c(\text{NaOH}) = 1 \text{ моль/л}$. Визначте, в якому об'ємі розчину лугу знаходиться необхідна кількість лугу для проведення реакції нейтралізації кислоти.
6. Затовніть бюретку розчином кислоти та палийте завдання об'єм розчину кислоти у внутрішній стакан калориметра. Виміряйте температуру розчину кислоти термометром $t_{\text{кисл.}} = \dots \text{ } ^\circ\text{C}$.
7. Використавши циліндр, відміряйте необхідний для проведення нейтралізації об'єм розчину лугу. Додайте розчин лугу у стакан з розчином кислоти, перемішайте зміст стакану термометром та зафіксуйте максимум значення температури, $t_{\text{кисл.-луг.}} = \dots \text{ } ^\circ\text{C}$. Після проведення досліду покладіть стакан і термометр і виконайте необхідні розрахунки.

6.4. Обробка результатів

1. Визначте, якою була зміна температури при проведенні реакції нейтралізації.
2. Розрахуйте сумарну масу двох розчинів, використавши густину кожного розчину (див. додаток 3) та його об'єм:

$$m_{\text{розч.}} = m_{\text{розч.кисл.}} + m_{\text{розч.луг.}} = V_{\text{кисл.}} \cdot d_{\text{кисл.}} + V_{\text{луг.}} \cdot d_{\text{луг.}}$$

3. Розрахуйте тепловий ефект проведеного процесу нейтралізації $\Delta H_{\text{кисл.}}$ якщо прийняти теплоємність нейтралізованого розчину такою, як теплоємність води. Тоді

$$\Delta H_{\text{кисл.}} (\text{кДж}) = m_{\text{розч.}}(c) \cdot \Delta T(\text{K}) \cdot 4,18 \cdot 10^{-3} \text{ кДж/(г} \cdot \text{K)}.$$

4. Складіть пропорцію, з якої можна знайти експериментальне значення стандартної ентальпії нейтралізації $\Delta H_{\text{кисл. експ.}}$.
Оскільки у відповідності до хімічних рівнянь реакції нейтралізації, кількість утвореної води співпадає з кількістю лугу, що прореагував, тобто $n(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{NaOH})$,

стає проузгоджним, то:

при утворенні кількості води $n(\text{H}_2\text{O})$ тепловий ефект складає $\Delta H_{\text{кисл.}}$ кДж; при утворенні кількості води 1 моль тепловий ефект складає $\Delta H_{\text{кисл. експ.}}$ тому

$$\Delta H_{\text{кисл.}} = \frac{\Delta H_{\text{кисл. експ.}}}{m(\text{NaOH})} = \dots \text{ кДж/моль.}$$

5. Розрахуйте абсолютну (Δ) та відносну (δ , %) похибки визначення та внесіть вихідні дані й одержані результати досліду в таблицю:

$$\Delta = |\Delta H_{\text{теор.}}^{\circ} - \Delta H_{\text{кисл. експ.}}|$$

$$\Delta \cdot 100\%$$

$$\delta(\%) = \frac{\Delta}{|\Delta H_{\text{теор.}}^{\circ}|}$$

Вихідні дані

Таблиця 6.1

Розчин кислоти			Розчин лугу		
Формула кислоти	$V_{\text{кисл.}}$ л	$c(\text{X})$ моль/л	Формула лугу	$V_{\text{луг.}}$ л	$c(\text{MOH})$ моль/л
					$d_{\text{м}}$ г/л

Результати роботи

Таблиця 6.2

Результати роботи			Похибка		
t_1 $^\circ\text{C}$	t_2 $^\circ\text{C}$	Δt	$\Delta H_{\text{експ.}}$ кДж/моль	Абсолютна	Відносна

Стандартний тепловий ефект реакції нейтралізації – це зміна ентальпії в реакції між одним молем іонів гідрогену й одним молем іонів гідроксиду з утворенням одного моля молекули води за стандартних умов.

Відповідні термодінамічні рівняння реакції в іонно-молекулярній формі має вигляд:



Стандартна ентальпія нейтралізації ΔH° , яка визначена за стандартних умов ($T^{\circ} = 298 \text{ К}$, $p = 101,3 \text{ кПа}$), дорівнює $-57,3 \text{ кДж/моль}$.

6.2. Прилади, посуд, реактиви

Штатив з лашкою, бюретка, калориметр, мірний циліндр на 50 мл, розчини сульфатної кислоти, $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5 \text{ моль/л}$, 1 моль/л розчин лугу (NaOH або KOH), $c(\text{MOH}) = 1 \text{ моль/л}$ (M – K або Na).

6.3. Порядок виконання роботи

1. Одержайте у викладача завдання, в якому зазначено молярну концентрацію розчину кислоти та об'єм цього розчину, що буде використаний в досліді.
2. Розрахуйте кількість речовини (кислоти) в молях, що знаходиться у заданому об'ємі розчину: $n(\text{кислоти}) = c(\text{кислоти}) \cdot V_{\text{р-чу}}$.
3. Складіть рівняння реакції взаємодії кислоти з лугом.
4. Розрахуйте за рівнянням реакції, яку кількість NaOH необхідно використати для нейтралізації кислоти.
5. Для нейтралізації кислоти буде використувуватись розчин лугу з молярною концентрацією $c(\text{NaOH}) = 1 \text{ моль/л}$. Визначте, в якому об'ємі розчину лугу знаходиться необхідна кількість лугу для проведення реакції нейтралізації кислоти.
6. Заготовніть бюретку розчином кислоти та налійте заданий об'єм розчину кислоти у видтрушій стакан калориметра. Виміряйте температуру розчину кислоти термометром $t_{\text{кисл}} = \dots^{\circ}\text{C}$.
7. Використавши циліндр, виміряйте необхідний для проведення нейтралізації об'єм розчину лугу. Додайте розчин лугу у стакан з розчином кислоти, перемішайте вміст стакану термометром та зафіксуйте максимальне значення температури, $t_{\text{макс р-чу}} = \dots^{\circ}\text{C}$. Після проведення досліді помійте стакан і термометр і виконайте необхідні розрахунки.

6.4. Обробка результатів

1. Визначте, якого була зміна температури при проведенні реакції нейтралізації.
2. Розрахуйте сумарну масу двох розчинів, використавши густина кожного розчину (див. додаток 3) та його об'єм:

$$m_{\text{р-чу}} = m_{\text{р-чу-кисл}} + m_{\text{р-чу-луг}} = V_{\text{кисл}} \cdot \rho_{\text{кисл}} + V_{\text{луг}} \cdot \rho_{\text{луг}}$$

3. Розрахуйте тепловий ефект проведеного процесу нейтралізації $\Delta H_{\text{к-р}}$, якщо прийняти теплоємність нейтралізованого розчину такою, як теплоємність води. Тоді

$$\Delta H_{\text{к-р}} (\text{кДж}) = m_{\text{р-чу}}(T) \cdot \Delta T(T) \cdot 4,18 \cdot 10^{-3} \text{ кДж/(}^{\circ}\text{C} \cdot \text{К)}$$

4. Складіть пропорцію, з якої можна знайти експериментальне значення стандартної ентальпії нейтралізації $\Delta H_{\text{неф. експ}}$. Оскільки у відповідності до хімічних рівнянь реакції нейтралізації, кількість утвореної води співпадає з кількістю лугу, що прореагував, тобто

$$n(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{NaOH}),$$

- стає зрозумілим, що:
- при утворенні кількості води $n(\text{H}_2\text{O})$ тепловий ефект складає $\Delta H_{\text{к-р}}$, кДж, при утворенні кількості води 1 моль тепловий ефект складає $\Delta H_{\text{неф. експ}}$ тому

$$\Delta H_{\text{к-р}} = \frac{\Delta H_{\text{неф. експ}}}{n(\text{NaOH})} = \dots \text{ кДж/моль}$$

5. Розрахуйте абсолютну (Δ) та відносну (δ , %) похибку визначення та внесіть вихідні дані й одержані результати дослідів у таблицю:

$$\Delta = |\Delta H^{\circ}_{\text{теор}} - \Delta H_{\text{неф. експ}}|$$

$$\delta(\%) = \frac{\Delta \cdot 100\%}{|\Delta H^{\circ}_{\text{теор}}|}$$

Вихідні дані
Таблиця 6.1

Розчин кислоти			Розчин лугу		
Формула кислоти	$V_{\text{кисл}}$, л	$c(X)$, моль/л	$d_{\text{кисл}}$, г/л	Формула лугу	$V_{\text{луг}}$, л
					$c(\text{MOH})$, моль/л
					$d_{\text{луг}}$, г/л

Результати роботи
Таблиця 6.2

t_1 , $^{\circ}\text{C}$	t_2 , $^{\circ}\text{C}$	Δt	m , г	$\Delta H_{\text{неф}}$, кДж/моль	Похибка	
					Абсолютна	Відносна

Запитання для самоконтролю

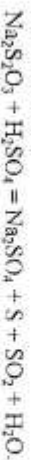
1. Дайте означення поняттям: термодинамічна, замкнута та ізольована системи, параметри та функції стану системи.
2. Що таке теплота, робота? Чи належать робота і теплота до функцій стану системи?
3. Які процеси називають ізобаричним, ізохоричним, ізотермічним? Які умови називають стандартними і нормальними?
4. Як формулюють і математично записують перший закон термодинаміки?
5. Що розуміють під поняттям внутрішня енергія, ентальпія? Який зв'язок між величинами ΔH та ΔU хімічного процесу?
6. Що таке стандартна ентальпія утворення сполуки? Чому дорівнює стандартна ентальпія утворення простих речовин?
7. Які рівняння називають термохімічними? Назвіть їх особливості. Сформулюйте закон Гесса, його висліди.
8. Як знайти запас ентропії за значенням термодинамічної імовірності стану системи? У чому полягає зміст термодинамічної функції ентропії?
9. У чому полягає третій закон термодинаміки? Що називається стандартним ентропійним запасом речовини?
10. Як визначити зміну ентропії у хімічній реакції та фізичному процесі?
11. Сформулюйте другий закон термодинаміки, як критерій здійснення довільного процесу у ізольованих системах.
12. Поясніть зміст термодинамічної функції енергії Гіббса.
13. Що називається стандартною енергією Гіббса утворення хімічної сполуки? Як властивість сполуки вона характеризує? Наведіть приклади.
14. Якими способами можна визначити зміну енергії Гіббса у хімічній реакції? Як визначити молярну пробіту, якщо вона відома?
15. Як впливають ентальпійний та ентропійний фактори на завершення та знак зміни енергії Гіббса? Проаналізуйте вигляд температур на можливість довільного перебігу процесу. Наведіть умову термодинамічної рівноваги у системі. Які процеси називають термодинамічно оборотними та необоротними?

Лабораторна робота 7

Хімічна кінетика.

Вивчення залежності швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин

Мета роботи: дослідити вплив концентрації тiosульфату натрію ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) на швидкість реакції:



7.1. Короткі теоретичні відомості

Хімічна кінетика вивчає вплив різних факторів на швидкість хімічної реакції та механізм її перебігу.

Реакції можуть перебігати у гомогенних і гетерогенних системах.

Гомогенна система складається з однієї фази, реакційним простором є весь об'єм, залповнений реагентами. Гетерогенні системи складаються з декількох фаз, тому гетерогенні хімічні реакції проходять на межі розділу контактуючих фаз. Прикладом гетерогенної реакції може бути реакція між речовиною в газовій фазі та поверхнею рідини або твердого тіла.

Швидкість хімічної реакції – це число елементарних актів взаємодії, що відбуваються в одиниці об'єму (для гомогенних реакцій) або на одиниці площі поверхні поділу фаз (для гетерогенних реакцій) за одиницю часу.

Швидкість хімічної реакції (ν) найкраще характеризується зміною концентрації реагуючої речовини або продукту реакції за одиницю часу

$$\nu = \pm \frac{dc(x)}{dt}$$

і виражають у $\text{моль}/(\text{л} \cdot \text{с})$.

Ця похибка береться зі знаком “-”, якщо $c(x)$ – молярна концентрація реагенту, та зі знаком “+”, якщо $c(x)$ – молярна концентрація продукту реакції.

Швидкість хімічної реакції залежить від природи реагентів та їх концентрації, температури, тиску (для газів); від наявності каталізатора та площі поверхні контакту реагуючих речовин.

Згідно з законом діючого мас швидкість одностадійної хімічної реакції пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у степенях, рівних стехіометричним коефіцієнтам у рівнянні реакції:

$$aA + bB = cC + dD,$$
$$\nu = k \cdot c_A^a \cdot c_B^b.$$

Рівняння залежності швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин називається *кінетичним рівнянням реакції*. Для досліджуваної хімічної реакції кінетичне рівняння має вигляд:

$$\nu = k \cdot c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot c(\text{H}_2\text{SO}_4).$$

Коефіцієнт пропорційності k у кінетичному рівнянні називають *константою швидкості реакції*. Вона чисельно дорівнює швидкості реакції, якщо концентрації реагентів дорівнюють 1 моль/л.

Константа швидкості реакції залежить від природи реагентів, температури та наявності каталізатора, але на відміну від швидкості хімічної реакції, не залежить від концентрації реагентів.

7.2. Порядок виконання роботи

1. Відповідно до охораненого завдання (Таблиця 3.1) налійте з першої бюретки в три пронумеровані склянки зазначені об'єми розчину тiosульфату натрію ($c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1$ моль/л). З іншої бюретки додайте до кожної склянки згідно до варіанту відповідний об'єм дистильованої води.

2. Виміряйте циліндром та налейте у три чисті пробірки зазначений об'єм сульфатної кислоти ($c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ моль/л}$).

3. Швидко і реакції виснажують за величиною, що обернена до часу, який пройшов з моменту закінчення розчинів тiosульфату натрію та сульфатної кислоти до появи помутніння розчину з прирости утворення сірки (у колірному стані).

Тому в три склянки з розчинами $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ *одночасно* (!) прилийте з пробірок розчини сульфатної кислоти. Визначте час з моменту закінчення розчинів до моменту помутніння (τ_1). Першим помутніє розчин у третій склянці, оскільки у цьому розчині концентрація тiosульфату натрію найвища (час $\tau_3, \text{с}$).

Не зупиняючи відлік часу, простежте момент помутніння розчину у другій склянці (τ_2), а потім і в першій (τ_1). Внесіть одержані результати у таблицю

Таблиця 7.1

Номер за- вання	Об'єм, мл			$c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ $0,1 \text{ моль/л}$	Час до Помутніння $\tau, \text{с}$	Визначена $\frac{1}{\tau}, \text{с}^{-1}$	Умова концентрації швидкості, k
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (a)	H_2O (b)	H_2SO_4 (c)				
1	2	3	4	5	6	7	8
1	5	10	10				
	10	5	10				
	15	0	10				
2	10	20	10				
	20	10	10				
	30	0	10				
3	5	15	10				
	10	10	10				
	20	0	10				
4	5	20	10				
	10	15	10				
	25	0	10				
5	5	20	15				
	15	10	15				
	20	5	15				
6	4	16	15				
	12	8	15				
	20	0	15				
7	8	12	10				
	12	8	10				
	20	0	10				

7.3. Обробка результатів

1. Обчисліть концентрацію тiosульфату натрію в кожній склянці:

$$c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = \frac{a+b+c}{0,1a}, \text{ моль/л.}$$

2. Розрахуйте концентрацію сульфатної кислоти у об'ємі реакційної суміші:

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{c}{a+b+c}, \text{ моль/л.}$$

3. Розрахуйте відносні швидкості реакцій:

$$v = \frac{100}{\tau}, \text{ с}^{-1}$$

4. Побудуйте графік залежності швидкості реакції від концентрації тiosульфату натрію. На осі абсцис відкладіть концентрацію тiosульфату натрію, а на осі ординат – розраховану відносну швидкість.

5. Розрахуйте умовну константу швидкості реакції (k) та визначте середнє для даної реакції значення ($k_{\text{ср}}$).

$$k = \frac{v}{c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) c(\text{H}_2\text{SO}_4)}$$

$$k_{\text{ср}} = \frac{1}{3} (k_1 + k_2 + k_3)$$

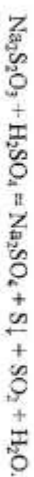
6. Результати обчислень занесіть у таблицю та зробіть висновок про характер залежності швидкості хімічної реакції від концентрації реагентів та поясніть фізичний зміст константи швидкості.

Лабораторна робота 8

Хімічна кінетика.

Вивчення впливу температури на швидкість реакції

Мета роботи: дослідити вплив температури на проходження хімічної реакції:



8.1. Короткі теоретичні відомості

При підвищенні температури швидкість реакції та константа швидкості реакції збільшуються. Згідно з емпіричним *правилом Вант-Гоффа*, при підвищенні температури на кожні 10 градусів швидкість реакції збільшується приблизно в 2-4 рази. Математично ця залежність визначається співвідношенням:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k_2}{k_1} = \gamma^{\Delta T/10}$$

де v_1 та k_1 – швидкість та константа швидкості реакції при початковій температурі T_1 ;

v_2 та k_2 – швидкість та константа швидкості реакції при кінцевій температурі T_2 ;

γ – температурний коефіцієнт швидкості, який показує, в скільки разів збільшується швидкість реакції при підвищенні температури на кожні 10 градусів.

За *рівнянням Арреніуса* константа швидкості реакції:

$$k = A \cdot e^{-E_a/RT} \quad (8.1)$$

де $A = \nu z_0$ – передекспоненціальний множник, який не залежить від температури;

z_0 – загальне число зіткнень молекул у секунду в одиниці об'єму;

P – стеричний множник, який характеризує ймовірність реалізації сприятливих для взаємодії орієнтацій молекул;

E_a – енергія активації хімічної реакції, кДж/моль;

R – універсальна газова стала ($R = 8,31 \cdot 10^{-3}$ кДж/(моль·К));

T – абсолютна температура, К.

Енергія активації – це мінімальна надлишкова енергія (порівняно з середньою енергією молекул при даній температурі), яка необхідна для здійснення акту хімічної взаємодії. Вона витрачається на послаблення або розрив зв'язків між атомами молекул реагентів і на перехід молекул у активований стан. Чим більша енергія активації реакції, тим меншими є швидкість реакції та константа швидкості.

Після логарифмування рівняння Арреніуса має вигляд:

$$\ln k = \ln A - E_a/RT \quad (8.2)$$

Залежність $\ln k$ від $1/T$ прямолінійна, і тому за тангенсом нахилу прямої їй можна розрахувати E_a .

$$E_a/RT = \text{tg} \alpha = \Delta \ln k / \Delta(1/T) \quad (8.3)$$

Рівняння Арреніуса дозволяє проаналізувати точні розрахунки зміни швидкості реакції зі збільшенням температури:

$$\ln k_2 = \ln A - E_a/RT_2 \quad (8.4)$$

$$\ln k_1 = \ln A - E_a/RT_1 \quad (8.5)$$

Віднімаючи враз (8.5) від (8.4), отримуємо:

$$\ln(k_2/k_1) = \ln \left(\frac{A e^{-E_a/RT_2}}{A e^{-E_a/RT_1}} \right) = \ln \gamma^{\Delta T/10} \quad (8.6)$$

Використавши знайдену формулу (8.6) можна розрахувати значення енергії активації:

$$E_a = \frac{RT_1 T_2}{T_2 - T_1} \ln \gamma^{\Delta T/10} \quad (8.7)$$

8.2. Порядок виконання роботи

1. При кімнатній температурі в одну пробірку влийте з бюретки 5 мл розчину тіосульфату натрію ($c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1$ моль/л), в іншу – 5 мл розчину сульфатної кислоти ($c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$ моль/л). Прилийте розчин сульфатної кислоти до розчину тіосульфату натрію, визначте час, який пройшов з моменту зливання розчинів до моменту помутніння. Результати експерименту запишіть у таблицю 8.1.

2. Цюб проведіть аналогічний досвід при 40 °С, пробірка з 5 мл розчину тіосульфату натрію та 5 мл розчину сульфатної кислоти виліють у водну баню з температурою 40 °С. Протягом 5 хвилин обидві пробірки термостатують, а потім до розчину солі доливають розчин сульфатної кислоти (примічу: пробірку з тіосульфатом натрію не виймають з бані).

Визначте час, який пройшов з моменту зливання розчинів до моменту помутніння. Результати експерименту запишіть у таблицю.

3. Аналогічно проведіть експеримент при 60 °С. Результати запишіть у таблицю.

Таблиця 8.1

Температура		Час до початку помутніння, t , с	Величина $\frac{100}{t}$, с ⁻¹	Температурний коефіцієнт, γ	Енергія активації E_a , кДж/моль
t , °С	T , К				

8.3. Обробка результатів

1. Чисельність відносну швидкість реакції при кожній з температур:

$$v_c = \frac{v}{\tau}, \text{ c}^{-1}$$

2. Побудуйте графік залежності швидкості реакції від температури $v_c(t)$, відкладаючи на осі абсцис температуру, а на осі ординат – відносну швидкість.

3. Розрахуйте температурний коефіцієнт швидкості реакції для кожного інтервалу температур (γ) та середнє його значення ($\gamma_{\text{ср}}$):

$$\gamma_1 = \sqrt{\frac{\Delta T_{10}}{v_2/v_1}} \quad \Delta T_1 = T_2 - T_1, \text{ K}$$

$$\gamma_2 = \sqrt{\frac{\Delta T_{10}}{v_3/v_2}} \quad \Delta T_2 = T_3 - T_2, \text{ K}$$

$$\gamma_3 = \sqrt{\frac{\Delta T_{10}}{v_4/v_3}} \quad \Delta T_3 = T_4 - T_3, \text{ K}$$

$$\gamma_{\text{ср}} = \frac{\gamma_1 + \gamma_2 + \gamma_3}{3}$$

4. За рівнянням Арреніуса визначте енергію активації реакції:

$$E_a = \frac{R T_2 T_1 \ln \gamma_{\text{ср}}}{T_2 - T_1} = \frac{10}{10} \text{ kДж/моль}$$

R – універсальна газова стала ($8,31 \cdot 10^{-3}$ кДж/(моль·К)), де T_1 дорівнює T_2 або T_3 .

5. Результати обчислень занесіть до таблиці та поясніть причину збільшення швидкості хімічної реакції при збільшенні температури. Проаналізуйте характер залежності, що спостерігається, та зробіть висновок, чи змінюється значення E_a при зміні T .

Лабораторна робота 9

Хімічна рівновага. Визначення впливу концентрації реагуючих речовин та реагуючих речовин і продуктів реакції на стан хімічної рівноваги.

Мета роботи: дослідити вплив концентрації реагуючих речовин та продуктів реакції, температури, введення каталізатора на зміщення стану хімічної рівноваги.

9.1. Короткі теоретичні відомості

Більшість хімічних реакцій проходить не до повного перетворення вихідних речовин, а до стану хімічної рівноваги, при якому в реакційній

суміші присутні і продукти реакції, і вихідні речовини. Такі реакції називаються *оборотними*. У загальному вигляді рівняння оборотної реакції можна записати так:



Якщо вихідними були компоненти A та B , то по мірі їх витрачання та утворення продуктів D та E швидкість прямої реакції зменшується, швидкість зворотної – збільшується. Коли швидкості прямої та зворотної реакцій стають рівними, встановлюється динамічна рівновага і концентрації всіх учасників реакції перестають змінюватися. Склад рівноважної системи характеризує *константа рівноваги* $K_{\text{рівн}}$ і її значення змінюються, застосовуючи рівноважні концентрації учасників рівноваги:

$$K_{\text{рівн}} = \frac{[D]^d \cdot [E]^e}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

де $[A]$, $[B]$, $[D]$ та $[E]$ – рівноважні молярні концентрації учасників рівноваги, моль/л.

Константа рівноваги показує, у скільки разів константа швидкості прямої реакції відрізняється від константи швидкості зворотної реакції:

$$K_{\text{рівн}} = \frac{k_{\text{пр}}}{k_{\text{зв}}}$$

Константа рівноваги залежить тільки від природи учасників оборотної реакції, температури, але не залежить від початкових концентрацій учасників реакції та наявності каталізатора.

Зміна будь-яких параметрів рівноважної системи, наприклад, концентрації, температури або тиску, призводить до зміщення рівноваги у системі. Визначити напрямок зміщення рівноваги можна за допомогою *принципу Ле Шательє*: якщо для системи, що перебуває у стані рівноваги, змінити будь-який зовнішній фактор, рівновага у системі зміститься у напрямку того процесу, який протидіє зміні цього фактора.

Наприклад, збільшення концентрації вихідних речовин змістить рівновагу в напрямку утворення продуктів реакції.

Збільшення концентрації продуктів реакції змістить рівновагу у напрямку зворотної реакції.

Підвищення тиску зміщує рівновагу у напрямку тієї реакції, яка перебігає зі зменшенням тиску, тобто супроводжується зменшенням числа моль газів.

Підвищення температури зміщує рівновагу у напрямку ендотермічної реакції, тобто у напрямку того процесу, в результаті якого теплота поглинається.

Введення каталізатора сприяє прискоренню і прямій, і зворотної реакції в однаковій мірі, тобто каталізатор не впливає на зміщення стану рівноваги, а тільки прискорює момент його досягнення.

9.2. Порядок виконання роботи

Досліджується реакція



У склянці готуємо розведений розчин феруму (III) роданіду. Для цього до дистильованої води додаємо невелику кількість розчину феруму (III) хлориду та каплю роданіду. Червоний колір розчину обумовлений наявністю утвореного феруму (III) роданіду.

Для того, щоб продемонструвати зміщення хімічної рівноваги, зміст склянки ділимо на чотири частини. Розчин у першій склянці є стандартним порівняння.

У другій склянку додаємо розчин феруму (III) хлориду – вихідну речовину. Інтенсиwnість забарвлення розчину підвищується, з цього випливає, що рівновага зміщується в сторону прямої реакції.

У третю склянку додаємо розчин роданіду капто – також вихідну речовину. Інтенсиwnість забарвлення стає ще більшою.

У четверту склянку додаємо кристали хлориду капто – продукт реакції. Розчин світлішає, а з цього випливає, що рівновага різко зміщується у сторону зворотної реакції.

Залишіть спостереження та зробіть відповідні висновки.

Заняття для самоконтролю

1. Що називають швидкістю хімічної реакції? Як її можна визначити?
2. Перерахуйте основні фактори, які впливають на швидкість хімічної реакції (гомотипної, гетеротипної)?
3. Сформулюйте та запишіть метамагнітний вираз закону діючих мас. Який фізичний зміст константи швидкості хімічної реакції виходить з формально-кінетичного підходу?
4. Обґрунтуйте, аналізуючи рівняння Арреніуса, фізичний зміст константи швидкості реакції. Покажіть зміст передекспоненціального множника у цьому рівнянні.
5. Знаєте, від яких факторів залежить константа швидкості реакції? Через які стадії проходить гетеротипний процес? У чому полягає особливості впершу закопу діючих мас для гетеротипних реакцій? Виповняйте обґрунтуйте, надайте приклади.
6. Чому швидкість реакції зростає в геометричній прогресії під час пізнання реакції, який у нього фізичний зміст?
7. Як можна знайти енергію активації реакції, використовуючи логарифмічну форму рівняння Арреніуса?

8. Що таке катализ, каталізатор, ініціатор? Як впливає каталізатор на швидкість хімічної реакції та на зміру енергії активації процесу?
9. Які реакції називають оборотними? Як характеризують стан хімічної рівноваги з погляду термодинаміки, кінетики?
10. Який фізичний зміст константи рівноваги хімічної реакції? Від яких факторів вона залежить? Навести приклади вивази константи рівноваги для гомотипних і гетеротипних процесів.
11. Як зв'язані константа рівноваги процесу і зміна вільної енергії Гіббса?
12. Сформулюйте принцип Ле Шательє. Як можна передбачити вплив температури на зміщення стану хімічної рівноваги? Поясніть на прикладах.
13. Як можна змістити хімічну рівновагу при стадій термодинаміки? Як впливає зміна тиску, концентрації вихідних речовин і продуктів реакції на рівноважний вихід?
14. Чому введення каталізатора не змінює стан рівноваги?

Лабораторна робота 10

Теплові ефекти процесів. Визначення маси розчиненої речовини за тепловим ефектом розчинення.

Мета роботи: за експериментальними даними навчитися проводити калориметричні визначення теплових ефектів процесів розчинення.

10.1. Короткі теоретичні відомості

Тепловим ефектом процесу називають кількість теплоти, яка виділяється або поглинається в результаті перебігу цього процесу, коли глиням видом роботи є робота розширення системи.

Тепловий ефект вимірюють у кілоджоулях. Якщо процес відбувається за сталої температури й тиску, його тепловий ефект оцінюють зміною термодинамічної функції – ентальпії ΔH .

У довідниковій літературі наводяться значення стандартних ентальпій утворення, розчинення та ін. Ці величини відносять до стандартних умов ($p=101,3 \text{ кПа}$, $T=298 \text{ К}$).

Стандартною ентальпією утворення ΔH_f° називають тепловий ефект реакції утворення 1 моль складиної речовини з простих речовин, які перебувають у стійкому агрегатному стані за стандартних умов. Стандартна ентальпія утворення простих речовин умовно дорівнює нулю.

Стандартною ентальпією розчинення $\Delta H_{\text{розч}}^\circ$ називають кількість теплоти, яка поглинається або виділяється при розчиненні 1 моль речовини в даному розчиннику.

У довідникових таблицях наводяться значення стандартних ентальпій розчинення, віднесених до температури $25 \text{ }^\circ\text{C}$ та розведених розчинів (200-400моль води на 1 моль розчиненої речовини).

Процес розчинення необхідно розглядати, як сукупність ряду фізичних і хімічних явищ. Найважливіші з них такі:

- розпад хімічних і міжмолекулярних зв'язків у розчинюваному речовині, що потребує витрат енергії $\Delta H_1 > 0$;
- хімічна взаємодія розчинника з частинками розчинюваної речовини, що призводить до утворення продукту присвявання – *solvates* (у випадку води – гідратів).

Процес сольватації супроводжується виділенням енергії $\Delta H_2 < 0$. Залежно від співвідношення величин ΔH_1 і ΔH_2 тепловий ефект реакції може бути езо- чи ендотермічним. Коли розчиняються кристалічні речовини, руйнування кристалічної решітки потребує значних витрат енергії $|\Delta H_1| > |\Delta H_2|$. Тому розчинення більшості твердих речовин у воді відбувається з поглинанням теплоти $\Delta H > 0$.

Використовуючи табличні значення стандартних ентальпій розчинення, утворення та інших термодинамічних величин, можна виконувати нескладні розрахунки.

Приклад 1. Виходячи з ентальпії утворення води $\Delta H^{\circ}(\text{H}_2\text{O}) = -242$ кДж/моль, розрахуйте, скільки виділяється теплоти при згорянні 5,6 л водню (в.у.).

Розв'язання:

а) запишемо термохімічне рівняння, враховуючи, що утворюється 1,0 моль води $\text{H}_2(\text{г}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{г}) = \text{H}_2\text{O}(\text{г})$, $\Delta H = -242$ кДж. З рівняння випливає, що 242 кДж теплоти виділяється при згорянні 1 моль, або 22,4 л (в.у.) водню.

б) 5,6 л становить $\frac{1}{4}$ частину моль газу. Отже, при згорянні такої кількості водню виділяється $242 : 4 = 60,5$ кДж теплоти.

Приклад 2. При розчиненні 2 г нітрату амонію в 70 г води температура знизилася на 2,2 града. Розрахуйте ентальпію розчинення NH_4NO_3 , беручи патому теплосмість розчину такою, що дорівнює теплосмістості води $c = 4,18$ Дж/(г·К).

Розв'язання:

а) Знаходимо кількість поглиненої теплоти в процесі розчинення 2 г NH_4NO_3 :

$$q = cm\Delta t = 4,18 \cdot (2 + 70) \cdot 2,2 \approx 662 \text{ Дж} = 0,662 \text{ кДж}$$

б) Розрахуємо молярну масу нітрату амонію:

$$M(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 80 \text{ г/моль.}$$

в) Обчислимо молярну ентальпію розчинення NH_4NO_3 :

$$\Delta H = \frac{qM(\text{NH}_4\text{NO}_3)}{m(\text{NH}_4\text{NO}_3)} = \frac{0,66 \cdot 80}{2} = 26,4 \text{ кДж/моль.}$$

10.2. Порядок виконання роботи

1. Отримайте у викладача завдання:

а) Формулу сполуки, яку необхідно розчинити у воді;

б) Об'єм води $V =$ _____ мл.

2. У внутрішню склянку спрощеного калориметра налейте зазначений об'єм води і заміряйте термометром її температуру t_1 , °С.

3. Не виймаючи термометра, всипте у воду кристали досліджуваної речовини. Обережно, помішуючи суміш термометром, досягніть максимального розчинення речовини і відзначте найвищу (або найнижчу) температуру t_2 , °С.

Одержані результати занесіть у таблицю.

10.3. Прилади, посуд, реактиви

Калориметр, термометр, мірний циліндр на 50-100 мл, ваажки кристалів $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, KCl , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, Na_2CO_3 , $\text{Na}_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{V}_4\text{O}_{10} \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, NaOH , NH_4Cl , KOH , дистильована вода.

10.4. Обробка результатів

1. Обчисліть кількість теплоти q (кДж), яка виділяється (або поглинається) при розчиненні даної порції речовини, вважаючи, що маса розчину дорівнює масі води, теплосмість розчину співпадає з теплосмістотою води, а густина розчину $\rho = 1$ г/см³:

$$q(\text{кДж}) = 4,18 \cdot 10^{-3} \cdot \Delta t \cdot m_{\text{р-но}}$$

2. Розрахуйте масу розчиненої речовини, використовуючи для цього табличне значення стандартної ентальпії розчинення $\Delta H^{\circ}_{\text{роз}}$ та молярну масу речовини $M(X)$:

$$m(X) = \frac{q(\text{кДж}) \cdot M(X)}{\Delta H^{\circ}_{\text{роз}}}$$

Таблиця 10.1

Номер зав-дання	Формула сполуки	$M(X)$, г/моль	$\Delta H^{\circ}_{\text{роз}}$, кДж/моль	$n(\text{H}_2\text{O})$, Мл	Δt , °С	q , кДж	$m(X)$, г
1	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$		36	50			
2	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$		70	50			
3	Na_2CO_3		-24	50			