

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

„ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ”

Збірник методичних вказівок
до лабораторних робіт

Одеса
«Екологія»
2008

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

„ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ”

Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт з дисциплін
„Хімія з основами біогеохімії”, „Загальна і колоїдна хімія”

Напрямок підготовки: екологія, гідрометеорологія
Усі спеціальності

"ЗАТВЕРДЖЕНО"
на засіданні методичної комісії
природоохоронного факультету
Протокол № 4 від 18.12.2006 р.

Одеса
«Екологія»
2008

„Закономірності перебігу хімічних реакцій”. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт з дисциплін „Хімія з основами біогеохімії”, „Загальна і колоїдна хімія” для студентів I-III курсів денної форми навчання за всіма спеціальностями. Напрямок підготовки: екологія, гідрометеорологія.

Укладач: Герасименко Г.І., доц., к.х.н.. Одеса, ОДЕКУ, 2006. – 56 с.; укр. мова.

Підписано до друку 25.10.2007. Формат 60x84/16. Папір офсетний.
Друк офсетний. Ум. друк. арк. 3,26.
Тираж 100 прим. Зам. № 145.

Надруковано з готового оригінал-макета

Одеський державний екологічний університет
65016, Одеса, вул. Львівська, 15

Друкарня видавництва «Екологія»
65045, м. Одеса, вул. Базарна, 106, к. 106
Тел.: (0482) 33-07-18, 37-07-95, 37-14-25

ЗМІСТ

| | |
|---|-----------|
| Передмова..... | 4 |
| Правила безпеки при роботі в хімічній лабораторії..... | 5 |
| Вимоги до звіту про виконання лабораторної роботи..... | 6 |
| Вступ..... | 7 |
| ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1 | |
| „Визначення ентальпії хімічних процесів”..... | 8 |
| 1.1 Теоретичні відомості..... | 8 |
| 1.2 Приклади розв’язання завдань..... | 13 |
| 1.3 Експериментальна частина..... | 18 |
| 1.3.1 Сутність методу..... | 18 |
| 1.3.2 Запитання до самоконтролю та задачі..... | 22 |
| ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2 | |
| „Швидкість хімічних реакцій”..... | 24 |
| 2.1 Теоретичні відомості..... | 24 |
| 2.1.1 Залежність швидкості реакції від концентрації. | |
| Закон діючих мас..... | 25 |
| 2.1.2 Вплив природи реагуючих речовин на швидкість реакції..... | 26 |
| 2.1.3 Вплив температури на швидкість хімічної реакції..... | 27 |
| 2.1.4 Прискорення хімічних процесів. Каталіз..... | 27 |
| 2.1.5 Приклади розрахунків..... | 28 |
| 2.2 Експериментальна частина..... | 30 |
| 2.2.1 Сутність методу..... | 30 |
| 2.2.2 Порядок виконання дослідів..... | 31 |
| 2.2.3 Запитання до самоконтролю та задачі..... | 34 |
| ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3 | |
| „Хімічна рівновага та її зрушення”..... | 36 |
| 3.1 Теоретичні відомості..... | 36 |
| 3.2 Приклади розв’язання завдань..... | 40 |
| 3.3 Експериментальна частина..... | 41 |
| 3.3.1 Сутність методу..... | 41 |
| 3.3.2 Порядок виконання роботи..... | 42 |
| 3.3.3 Запитання до самоконтролю та задачі..... | 44 |
| ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4 | |
| „Визначення концентрації розчинів методом титрування”..... | 47 |
| 4.1 Теоретичні відомості..... | 47 |
| 4.2 Приклади розв’язання завдань..... | 48 |
| 4.3 Експериментальна частина..... | 51 |
| 4.3.1 Сутність методу..... | 51 |
| 4.3.2 Порядок виконання роботи..... | 52 |
| 4.3.3 Запитання до самоконтролю та задачі..... | 54 |
| Література..... | 56 |

ПЕРЕДМОВА

Глибоке знання хімії, хімічних основ екології потрібно фахівцям усіх галузей народного господарства для збереження навколишнього середовища. Хімічна підготовка дозволяє сформуванню діалектичного мислення, розширити та поглибити світогляд, засвоїти нову інформацію. Це потребує систематичних та глибоких знань.

Мета збірника – дати можливість ознайомитись та засвоїти закономірності перебігу хімічних процесів, оволодіти методикою термохімічних розрахунків, визначення швидкості реакцій та умов хімічної рівноваги; оволодіти технікою експериментального визначення швидкості реакцій та їх констант рівноваги.

Методичні вказівки складаються з розділів „Енергетика хімічних реакцій”, „Хімічна кінетика” та „Хімічна рівновага”, “Визначення концентрації розчинів” та містять теоретичні відомості, поняття, терміни, закони, правила із вивчаємих тем, приклади розрахунків, графіки, таблиці, типові завдання з роз’ясненнями та індивідуальні завдання до кожного з розділів.

Виконання індивідуальних завдань є складовою частиною контролюючих заходів модульної системи оцінки знань, умінь та навичок студентів.

Після засвоєння теми студент повинен **знати**:

- основні поняття термодинаміки;
- функції стану системи: внутрішню енергію, ентальпію, ентропію, термодинамічні потенціали – енергії Гіббса та Гельмгольца;
- основні поняття хімічної кінетики - швидкість реакцій та її залежність від різних факторів;
- каталітичне прискорення реакцій;
- механізм хімічних процесів;
- умови хімічної рівноваги та її зрушення;
- засоби визначення концентрацій розчинів.

Одержанні знання дозволяють студенту **вміти**:

- передбачити теплові ефекти реакцій;
- вести термохімічні розрахунки: визначати стандартні молярні ентальпії утворення речовин, робити висновок про їх термічну стійкість;
- розраховувати тепловий баланс технологічних процесів;
- визначати швидкість хімічних процесів та умови їх зміни;
- впливати на зсув хімічної рівноваги в необхідному напрямку;
- визначати концентрації розчинів титриметричним методом.

ПРАВИЛА БЕЗПЕКИ ПРИ РОБОТІ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ

1. Перед початком роботи в лабораторії отримайте у керівника інструктаж з техніки безпеки. Після отриманого інструктажу розпишіться в журналі про те, що з правилами безпечної роботи ви ознайомились, та зобов'язуетесь їх виконувати.

2. Реакції з хімічними реактивами слід виконувати з такими кількостями, в такому посуді і приладах, і в тих умовах, як це зазначено в відповідних інструкціях та керівництвах.

3. Забороняється виконувати досліди у брудному посуді. Тому після закінчення роботи студенти зобов'язані вимити весь використаний посуд.

4. Роботи, пов'язані з виділенням летючих та шкідливих речовин, необхідно проводити у витяжній шафі. Концентровані хлоридну та нітратну кислоти, а також концентрований розчин амоніаку потрібно розливати у витяжній шафі.

5. Забороняється пробувати на смак або нюхати будь-які речовини, пити воду з хімічного посуду. Треба пам'ятати, що всі речовини в лабораторії більш-менш отруйні. При нагріванні речовини в посуді забороняється схилятися над посудом. Якщо при кип'ятінні розчину випадає осад, необхідно його відфільтрувати і тільки потім продовжувати кип'ятіння.

6. Електронагрівачі прилади під час роботи повинні стояти на вогнетривких підставках. Категорично заборонено підключати до однієї розетки декілька електричних приладів без спеціальної перехідної виделки. Після закінчення робіт в лабораторії треба вимикати рубильник.

7. Заборонено працювати в лабораторії одному. Присутність другої особи потрібна для надання допомоги під час нещасного випадку, пожежі тощо.

8. Після закінчення роботи потрібно впорядкувати своє робоче місце.

Хімічні реактиви

Реактиви треба зберігати в склянках, закритих пробками. На кожній склянці обов'язково повинна бути етикетка з написом хімічної назви реактиву, його фйормули та концентрації. Наливаючи розчин із хімічної склянки, її тримають так, щоб етикетка на ній була зверху. Не можна реактивні склянки залишати відкритими. Не можна пробками з одних склянок закривати іншими.

Тверді реактиви краще брати з банок спеціальним шпателем. Реактиви, які під дією повітря та вологи псуються, повинні бути герметично закриті. Реактиви, які змінюються під дією світла, зберігаються в банках з темного скла.

Вимоги до звіту про виконання лабораторної роботи

Звіт оформлюється у вигляді протоколу лабораторної роботи за схемою:

1 – Титульний лист.

На 2-4 сторінках протоколу треба вказати:

- мету роботи;
- устаткування, реактиви;
- малюнок або схему прибору;
- назва досліду, рівняння реакцій, спостереження;
- таблицю вихідних та експериментальних даних;
- обробка результатів: формули, розрахунки, графіки;
- висновки про підсумки роботи.

Виконання лабораторної роботи *оцінюється* за:

- знання теоретичних відомостей;
- оволодінням експериментальними навичками;
- вмінням вести розрахунки за експериментальними даними; визначати похибку дослідів;
- робити висновки про відповідність експериментальних результатів теоретичним положенням;
- оформленням звіту про виконання лабораторної роботи.

ВСТУП

Енергетика хімічних реакцій

Хімічними реакціями називаються процеси перетворення речовини, під час яких відбувається розрив старих та утворення нових зв'язків у молекулах. Хімія вивчає реакції, виходячи з макроскопічних явищ, на основі уявлення про властивості молекул, атомів, електронів та ядер. Всі ці частинки певним чином перебігають. Цей перебіг складає основу кінетики хімічних реакцій. Одні реакції відбуваються самочинно з виділенням значної кількості енергії, інші реакції – з поглинанням енергії. Хімічні реакції супроводжуються зміною різних видів енергії:

| | | |
|-----------------------|---|--|
| Виділенням теплоти | - | $C + O_2 = CO_2 + Q.$ |
| Поглинанням теплоти | - | $CaCO_3 = CaO + CO_2 - Q.$ |
| Виділенням УФ-світла | - | $2Mg + O_2 = 2MgO + h\nu.$ |
| Поглинанням УФ-світла | - | $2AgBr + h\nu = 2Ag + Br_2.$ |
| Виділенням електрики | - | $Zn + CuSO_4 = ZnSO_4 + Cu$ (у гальванічному елементі). |
| Поглинанням електрики | - | $2H_2O = 2H_2 + O_2$ (при електролізі). |

Під час хімічних реакцій енергія вилучається або поглинається в різних формах, але обов'язково в еквівалентних кількостях.

Згідно з законом збереження енергії домовились всі види енергії, яка виділяється чи поглинається, перераховувати в теплову енергію.

Термодинаміка вивчає різні процеси через дослідження змін енергетичного стану тіл. Ці зміни можна охарактеризувати кількістю теплоти Q та роботи A . Відповідно назва склалася від грецьких слів „*terme*” – теплота та „*dinamic*” – сила, робота.

Наука о взаємних перетвореннях різних видів енергії при хімічних та фізико-хімічних процесах, в яких має місце зміни хімічного складу або структури, називається **хімічною термодинамікою**. Хімічна термодинаміка встановлює напрямки та межі самочинного перебігу реакцій.

Задачі хімічної термодинаміки:

1. Визначення теплових ефектів в реакціях.
2. Визначення можливості або неможливості перебігу хімічної реакції за даних умов.
3. Визначення умов, при яких окремі компоненти системи можуть знаходитися у стані рівноваги.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1

„Визначення ентальпії хімічних процесів”

Мета роботи: - визначити ентальпію реакції нейтралізації;
- визначити ентальпію гідратації солі;
- оволодіти термохімічними розрахунками.

1.1 Теоретичні відомості [1, 4, 5, 6]

Теплові ефекти реакцій. При хімічних реакціях йде виділення або поглинання теплоти. Це відбувається за рахунок утворення і розриву зв'язків між атомами, що призводить до утворення нових хімічних сполук, які перебувають у вигідному енергетичному стані.

Таким чином, утворення теплоти зв'язано з перебігом реальних процесів в тих чи інших системах.

Кількість теплоти, яка виділяється або поглинається в результаті реакції, називається тепловим ефектом даної хімічної реакції.

Кількість теплоти визначається за зміною температури та характеризується в калоріях або в джоулях. **Калорія** (кал) – це кількість теплоти, яка необхідна для нагрівання одного граму води на один градус Цельсія. В системі СІ кількість теплоти визначається в джоулях (Дж). Одна калорія еквівалентна 4,18 Дж (1 кал \approx 4,18 Дж).

За тепловим ефектом хімічної реакції поділяються на 2 групи: **екзотермічні** та **ендотермічні**.

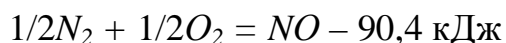
Екзотермічними називаються реакції, які відбуваються з виділенням теплоти.

Наприклад:



Ендотермічними називаються реакції, які відбуваються з вбиранням теплоти.

Наприклад:

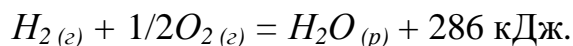


*Хімічні рівняння, в яких зазначається кількість виділеної або ввібраної теплоти називаються **термохімічними**.*

В практиці користуються поняттями „теплота утворення” і „теплота згоряння”.

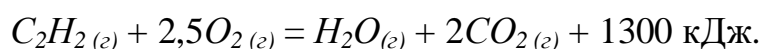
Теплота утворення – це кількість теплоти, яка виділяється або поглинається під час утворення одного моль сполуки з простих речовин.

Наприклад, теплота утворення 1 моль рідкої води з 1 моль (2 г) водню і 0,5 моль (16 г) кисню дорівнює 286 кДж:



Теплотою згоряння називається кількість теплоти, яка виділяється під час згоряння 1 моль речовини.

Наприклад, теплота згоряння ацетилену дорівнює 1300 кДж



Теплоти утворення і згоряння – важливі фізичні величини, і їх чисельні значення можна знайти у відповідних довідниках.

Внутрішня енергія. Кожна система має певний запас енергії, яку називають *внутрішньою енергією* (U).

Під *внутрішньою енергією* розуміють повний запас енергії системи (без гравітаційної енергії). Вона складається з енергії поступного, коливного і обертального руху частинок, тобто з кінетичної енергії частинок, а також потенційної, зумовленою силами тяжіння, відштовхування і ядерними силами, які діють у ядрах атомів.

Внутрішня енергія залежить від *маси і стану* системи, який визначається за допомогою трьох параметрів: V – об'єму, p – тиску і T – температури:

$$U = f(V, p, T)$$

Абсолютне значення внутрішньої енергії визначити неможливо, тому що енергія і маса складають єдність вічно рухомої матерії, з якої неможливо вичерпати всю енергію. Однак, можна визначити зміну внутрішньої енергії, якщо система переходить з одного стану в інший

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

Внутрішня енергія є *термодинамічною функцією стану* системи. Це означає, що зміна внутрішньої енергії ΔU залежить лише від кінцевого і початкового станів системи і не залежить від шляху проходження цього процесу.

Джоуль (1845 р.) експериментально довів, що внутрішня енергія ідеальних газів при постійній температурі не залежить ні від тиску, ні від об'єму (закон Джоуля).

Основні форми енергії – *теплота* і *робота*. Ці поняття стосуються не систем, а процесів.

Робота A є кількісною мірою передачі впорядкованого руху. Для хімічних реакцій найбільше характерна робота розширення.

$$A = p \cdot \Delta V \quad (p = \text{const})$$

де ΔV – зміна об'єму системи.

При ізохорному процесі ($V = \text{const}$), коли $\Delta V = 0$, тоді $A = 0$ робота дорівнює нулю.

Теплота Q – це кількісна міра передачі безладного руху, яка здійснюється хаотичним рухом молекул і відбувається при контакті двох тіл з різною температурою.

Значення теплоти і роботи залежать від ходу процесу, тобто Q і A не є функціями стану.

Перший закон термодинаміки є законом збереження енергії. Різні види енергії, які характеризують рух матерії, взаємно перетворюються в еквівалентних кількостях. Перший закон термодинаміки встановлює зв'язок між кількістю теплоти Q , яка виділяється чи поглинається в процесі роботи системи, і кількістю виконаної роботи A , що призводить до зміни внутрішньої енергії U системи. Аналітичний вираз першого закону термодинаміки має вигляд

$$Q = \Delta U + A$$

Теплота, яка витрачається чи накопичується системою, йде на зміну внутрішньої енергії та виконання роботи.

Для ізобарного процесу перший закон термодинаміки можна записати

$$\begin{aligned} Q_p &= \Delta U + p \cdot \Delta V \\ Q_p &= (U_2 - U_1) + p \cdot (V_2 - V_1) \\ Q_p &= (U_2 + p \cdot V_2) - (U_1 + p \cdot V_1) \end{aligned}$$

Суму $U + p \cdot V$ називають ентальпією H (тепловмістом) системи:

$$H = U + p \cdot V$$

Величина H є функцією змінних U , V і T . $H = f(U, V, T)$. Зміна ентальпії ΔH визначає тепловий ефект хімічної реакції в ізобарних умовах.

Ентальпія – енерговміст системи, така сама властивість, як тиск p , об'єм V , температура T . Вона відображає взаємний вплив атомів в молекулі. Ентальпія є функцією стану системи:

$$\Delta H = H_2 - H_1$$

Згідно закону термодинаміки, зміна ентальпії дорівнює тепловому ефекту реакції в ізобарних умовах, але із зворотнім знаком:

$$\Delta H = - Q_p$$

Для ізохоричного процесу $A = 0$ ($p \cdot \Delta V$) і тоді згідно з першим законом:

$$Q_V = \Delta U.$$

Тобто теплота реакції в ізохорно-ізотермічному процесі дорівнює зміні внутрішньої енергії системи.

Існує залежність між тепловими ефектами при ізобарних та ізохорних умовах:

$$Q_p = Q_V - RT(n_2 - n_1),$$

де n_2 і n_1 – кількість моль газоподібних речовин після і до реакції.

Отже співвідношення між тепловими ефектами при сталому об'ємі Q_V і при сталому тиску Q_p залежить від різниці Δn .

Закони термохімії. Термохімічні закони є окремою формою закону збереження енергії.

1. Закон Лавуазьє-Лапласа (1784 р):

Якщо при утворенні складної сполуки з простих речовин виділяється певна кількість теплоти (енергії), то така сама кількість енергії поглинається при її розкладі на прості речовини

$$\Delta H_{298}^0_{\text{утв}} = -\Delta H_{298}^0_{\text{розкл.}}$$

2. Закон Гесса (1840 р):

Тепловий ефект хімічної реакції (тобто зміна ентальпії або внутрішньої енергії) системи залежить лише від початкового та кінцевого станів реагуючих речовин та продуктів реакції, але не залежить від шляху перетворення речовин, тобто не залежить від проміжних стадій реакції.

Оскільки ΔU та ΔH не залежать від шляху переходу системи з одного стану в інший, то закон Гесса є наслідком першого закону термодинаміки.

Значення закону Гесса полягає в тому, що за його допомогою можна розрахувати теплові ефекти, які неможливо визначити експериментально.

Наслідки з закону Гесса:

1. *Закон Лавуазьє-Лапласа* є першим наслідком закону Гесса: ентальпія утворення речовини дорівнює ентальпії її розкладу з протилежним знаком:

$$\Delta H_{298}^0 \text{ утв} = -\Delta H_{298}^0 \text{ розкл.}$$

2. Другий наслідок – *правило Гесса*

Тепловий ефект хімічної реакції дорівнює різниці між сумою теплот утворення всіх продуктів реакції, помножених на відповідні стехіометричні коефіцієнти, та сумою теплот утворення вихідних речовин з урахуванням їх стехіометричних коефіцієнтів:

$$\Delta H_{x.p} = \sum n \Delta H_{\text{утв}} (\text{кінц.}) - \sum n \Delta H_{\text{утв}} (\text{вихідн.})$$

Для термохімічних обчислень часто використовують наслідки із закону Гесса. Але для початку треба визначити основні поняття термохімії: ентальпія утворення хімічної сполуки, ентальпія хімічної реакції, термохімічні рівняння.

Ентальпія утворення хімічної сполуки – це кількість теплоти, яка виділяється чи поглинається при утворенні 1 моль складної речовини з простих речовин стійких за даних умов при сталому тиску ($p = \text{const}$).

Зміна ентальпії при стандартних умовах ($p = 101325 \text{ Па}$, $T = 298 \text{ К}$) на 1 моль речовини називається **стандартною ентальпією утворення** хімічної речовини та позначається ΔH_{298}^0 , кДж/моль або $\Delta H_{\text{утв}}^0$.

Чим менша стандартна ентальпія утворення речовини, тим більш стійка речовина. ΔH_{298}^0 – характеризує термічну стійкість сполуки.

Стандартні ентальпії утворення простих речовин дорівнюють нулю, а складних речовин – довідкові величини.

Ентальпія характеризує прагнення частинок до укрупнення та є мірою впорядкованості системи. Ентальпія є мірою енергії, яку накопичила речовина.

Ентальпія залежить від температури, тиску, агрегатного стану, природи речовини.

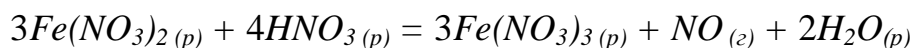
Ентальпія хімічної реакції – кількість теплоти, яка виділяється чи поглинається при хімічній реакції при умовах, що реакція йде по заданому рівнянню та відноситься до кількості речовин, що приймають участь в реакції.

Вона позначається $\Delta H_{\text{хім.р.}}$ та вимірюється в кДж (Дж). Теплові ефекти хімічних реакцій змінюються в достатньо широких межах залежно від природи процесів. В енергетичному спектрі природних явищ теплові ефекти хімічних реакцій займають вузький інтервал від 10 до 10^3 кДж.

1.2 Приклади розв'язання завдань

Приклад 1.

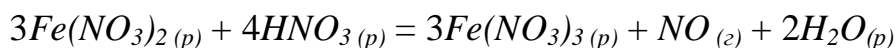
Користуючись даними табл. 1.1 *розрахувати ентальпію хімічної реакції та зробити висновок який це процес:*



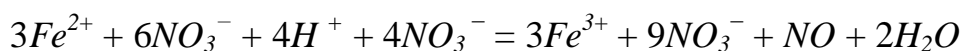
Розв'язок.

Доцільно використати для розрахунку $\Delta H_{\text{х.р.}}$ алгоритм-послідовність дій:

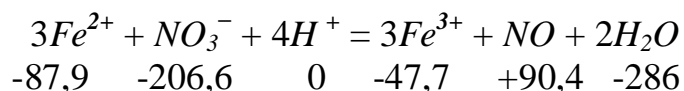
1. Записуємо молекулярне рівняння реакції, враховуючи агрегатний стан речовин:



2. Записуємо повне молекулярно-іонне рівняння:



3. Далі пишемо скорочене рівняння:



4. Вказуємо ΔH_{298}^0 під хімічними формулами речовин в кДж/моль, які знайшли у таблиці 1.1

5. Записуємо правило Гесса в загальному вигляді:

$$\Delta H_{\text{х.р.}} = \sum n \Delta H_{298}^0 \text{ кінц.прод.} - \sum n \Delta H_{298}^0 \text{ поч.реч.}$$

6. Записуємо правило Гесса для даного рівняння:

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{х.р.}} &= [3\Delta H(Fe^{3+}) + \Delta H(NO) + 2\Delta H(H_2O)] - \\ &- [3\Delta H(Fe^{2+}) + 4\Delta H(H^+) + \Delta H(NO_3^-)] \end{aligned}$$

7. Підставимо чисельні значення ΔH_{298}^0 речовин і рахуємо $\Delta H_{\text{х.р.}}$:

$$\Delta H_{x.p.} = [3 \cdot (-47,7) + 90,4 + 2 \cdot (-286)] - [3 \cdot (-87,9) + 4 \cdot 0 + (-206,5)] = -624,7 - (-470,3) = -154,4 \text{ кДж}$$

8. Формулюємо висновок: оскільки $\Delta H_{x.p.} < 0$, то процес екзотермічний (так як $\Delta H_{x.p.} = -Q$).

Приклад 2.

Визначити ентальпію утворення 4 кг Fe_2O_3 .

Розв'язок.

Для визначення ентальпії утворення певної кількості речовини необхідно розрахувати число моль речовини:

$$n = \frac{m}{M} \quad \text{або} \quad n = \frac{V}{V_m}$$

Знаючи, що стандартна ентальпія утворення речовини ΔH_{298}^0 відноситься до 1 моль речовини, розрахуємо $\Delta H_{утв}$ за формулою

$$\Delta H_{утв} = n \cdot \Delta H_{298}^0 = \frac{m}{M} \cdot \Delta H_{298}^0$$

$$\Delta H_{298}^0(Fe_2O_3) = -322,2 \text{ кДж/моль}$$

$$M(Fe_2O_3) = 160 \text{ г/моль}$$

$$\Delta H_{утв} = \frac{4000}{160} \cdot (-322,2) = -20555 \text{ кДж}$$

Відповідь: ентальпія утворення 4 кг Fe_2O_3 складає -20555 кДж.

Приклад 3.

Визначити ентальпію розкладу 112 л аміаку.

Розв'язок.

Рахуємо кількість речовини аміаку (див. прикл. 2)

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{112}{22,4} = 5 \text{ моль}$$

Визначаємо ентальпію утворення 5 моль NH_3 :

$$\Delta H_{298}^0(NH_3) = -46,2 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H_{утв} = 5 \cdot (-46,2) = -231 \text{ кДж}$$

Оскільки $\Delta H_{утв} = -\Delta H_{розкл.}$, то $\Delta H_{розкл.} = 231 \text{ кДж}$.

Відповідь: ентальпія розкладу 112 л аміаку становить 231 кДж.

Приклад 4.

Термохімічне рівняння реакції розкладу карбонату кальцію:



Яка кількість теплоти витрачається на розклад 325 г CaCO_3 ?

Розв'язок.



$M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль.}$

Визначаємо кількість речовини, що вступає в реакцію:

$$n = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)} = \frac{325}{100} = 3,25 \text{ моль.}$$

Рахуємо $\Delta H_{\text{розкл}} = n \cdot \Delta H_{\text{розкл}}^0 = 3,25 \cdot 157 = 510,25 \text{ кДж.}$

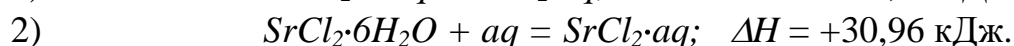
Відповідь: на розклад 325 г CaCO_3 витрачено 510,25 кДж теплоти.

Приклад 5.

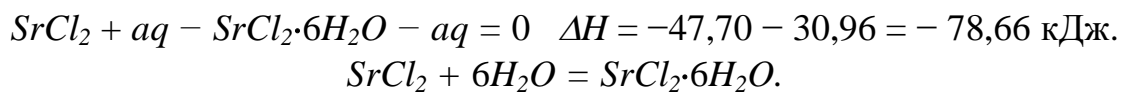
Теплота розчинення безводного хлориду стронцію дорівнює -47,70 кДж, а теплота розчинення кристалогідрату $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ дорівнює +30,96 кДж. **Визначити теплоту гідратації SrCl_2** (теплоту утворення кристалогідрату).

Розв'язок.

Складемо термохімічні рівняння відповідних реакцій:



Вилучаємо рівняння (2) із рівняння (1):



Відповідь: при утворенні $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ виділяється 78,66 кДж.

Таблиця 1.1 – Стандартні ентальпії утворення ΔH°_{298} , ентропії S°_{298} та вільна енергія утворення ΔG°_{298} деяких речовин та іонів при 298 К(25°C)

| Речовина | ΔH°_{298} кДж/моль | S°_{298} Дж/(моль·К) | ΔG°_{298} кДж/моль |
|---------------------------------------|--------------------------------------|----------------------------------|--------------------------------------|
| Al ₂ O ₃ (к.) | -1676,0 | 50,9 | -1582,0 |
| CH ₄ (г.) | -74,9 | 186,2 | -50,8 |
| C ₂ H ₄ (г.) | 52,3 | 219,4 | 68,1 |
| C ₂ H ₂ (г.) | +226,8 | 200,8 | +209,2 |
| C ₆ H ₆ (р.) | 82,9 | 269,2 | 129,7 |
| C ₂ H ₅ OH (р.) | -277,6 | 160,7 | -174,8 |
| C ₂ H ₅ OH (г.) | -235,3 | 282,0 | -168,62 |
| CH ₃ OH (г.) | -201,2 | 237,7 | -161,88 |
| CH ₃ OH (р.) | -238,6 | 126,8 | -166,1 |
| CH ₃ COOH (р.) | -486,6 | 159,7 | -392,1 |
| CO (г.) | -110,5 | 197,5 | -137,1 |
| CO ₂ (г.) | -393,5 | 213,7 | -394,4 |
| CaCO ₃ (к.) | -1207,0 | 88,7 | -1127,7 |
| CaF ₂ (к.) | -1214,6 | 68,9 | -1161,9 |
| CaO (к.) | -635,5 | 39,7 | -604,2 |
| Ca(OH) ₂ (к.) | -986,6 | 76,1 | -896,8 |
| CaCl ₂ (к.) | -785,8 | 113,8 | -750,2 |
| CuO (к.) | -162,0 | 42,6 | 29,9 |
| FeO (к.) | -264,8 | 60,8 | -244,3 |
| Fe ₂ O ₃ (к.) | -322,2 | 87,4 | -740,3 |
| Fe ₃ O ₄ (к.) | -1117,1 | 146,2 | -1014,2 |
| HBr (г.) | -36,3 | 198,6 | -53,3 |
| HCl (г.) | -92,3 | 186,8 | -95,2 |
| HF (г.) | -270,7 | 178,7 | -272,8 |
| HI (г.) | 26,6 | 206,5 | 1,8 |
| H ₂ O (г.) | -241,8 | 188,7 | -228,6 |
| H ₂ O (р.) | -285,8 | 70,1 | -237,3 |
| H ₂ S (г.) | -21,0 | 205,7 | -33,8 |
| MgCl ₂ (к.) | -641,1 | 89,9 | -591,6 |
| MgO (к.) | -601,8 | 26,9 | -569,6 |
| MgCO ₃ | -1096,2 | 65,7 | -1029,0 |
| NH ₃ (г.) | -46,2 | 192,6 | -16,7 |
| NH ₄ NO ₃ (к.) | -365,4 | 151,0 | -183,8 |
| N ₂ O (г.) | 82,0 | 219,9 | 104,1 |
| NO (г.) | 90,3 | 210,6 | 86,6 |
| N ₂ O ₃ (г.) | 83,3 | 307,0 | 140,5 |

Продовження таблиці 1.1

| Речовина | ΔH^0_{298} кДж/моль | S^0_{298} Дж/(моль·К) | ΔG^0_{298} кДж/моль |
|--------------------------------|--------------------------------|----------------------------|--------------------------------|
| NO ₂ (г.) | 33,5 | 240,2 | 51,5 |
| NiO (к.) | -239,7 | 38,0 | -211,6 |
| TiO ₂ (к.) | -943,9 | 50,3 | -888,6 |
| PbO (к.) | -219,3 | 66,1 | -189,1 |
| SO ₂ (г.) | -296,9 | 248,1 | -300,2 |
| SO ₃ (г) | -394,8 | 256,0 | -370,0 |
| ZnO (к.) | -350,6 | 43,6 | -320,7 |
| AgCl (т.) | -126,9 | 96,0 | -109,6 |
| Ag ⁺ | 105,90 | 73,93 | 77,11 |
| Al ³⁺ | -524,7 | -313,4 | -481,2 |
| AsO ₄ ³⁻ | -870,3 | -144,8 | -636,0 |
| CO ₃ ²⁻ | -676,3 | -53,1 | -528,1 |
| Ca ²⁺ | -542,9 | -55,2 | -553,1 |
| Cl ⁻ | -167,46 | 55,1 | -131,2 |
| Cu ²⁺ | 64,4 | -98,7 | 64,98 |
| Fe ²⁺ | -87,9 | -113,4 | -84,94 |
| Fe ³⁺ | -47,7 | -293,3 | -10,5 |
| H ⁺ | 0 | 0 | 0 |
| Hg ₂ ²⁺ | 168,2 | 74,2 | 154,2 |
| K ⁺ | -251,2 | 102,5 | -282,3 |
| Li ⁺ | -278,4 | 14,2 | -293,8 |
| Mn ²⁺ | -218,8 | -79,9 | -223,4 |
| MnO ₄ ⁻ | -518,4 | 190,0 | -425,1 |
| NO ₂ ⁻ | -106,3 | 125,1 | -35,3 |
| NO ₃ ⁻ | -206,6 | 146,4 | -110,5 |
| Na ⁺ | -239,66 | 60,2 | -261,87 |
| OH ⁻ | -229,94 | -10,54 | -157,3 |
| PO ₄ ³⁻ | -1284,1 | -218,0 | -1025,5 |
| SO ₄ ²⁻ | -907,5 | 17,2 | -743,0 |
| HSO ₃ ⁻ | -628,0 | 132,4 | -527,3 |
| PCl ₅ (г) | -369,45 | 362,9 | -324,55 |
| PCl ₃ (г) | -277,0 | 311,7 | -286,27 |

1.3 Експериментальна частина

Мета роботи: - визначити ентальпію реакції нейтралізації;
- визначити ентальпію гідратації солі;
- оволодіти навичками термохімічних розрахунків;
- встановити чи співпадають величини експериментальних та теоретичних розрахунків ентальпійних ефектів.

Устаткування та реактиви:

- одномолярні розчини хлороводневої кислоти, сірчаної кислоти, нітратної кислоти; гідроксиду натрію, гідроксиду калію; безводні солі сульфату міді, карбонату натрію, сульфату натрію, сульфату цинку, сульфату магнію.

- технохімічні терези з різновагами; спрощений калориметр (два стакани на 300 та 150 мл, пробкова підставка під внутрішній стакан, кришка з отворами); термометр; мірний циліндр на 200 мл, воронка, фільтрувальний папір, бюретка на 100 мл (3 шт), скляні палички, дистильована вода, секундомір.

1.3.1 Сутність методу

Визначення величини ентальпії реакції нейтралізації проводять тільки для сильних кислот та сильних основ, так як вона не залежить від їх природи, а взаємодія визначається реакцією



При нейтралізації слабких кислот та слабких основ ентальпія нейтралізації нижче, бо при іонізації кислоти та основи витрачається енергія.

Ентальпію реакції приєднання кристалізаційної води до безводної солі можна визначити за даними ентальпії розчинення безводної солі та її кристалогідрату, користуючись правилом Гесса

$$\Delta H_{x.p} = \sum \Delta H_{\text{кінц.}} - \sum \Delta H_{\text{поч.}}$$

Дослід 1. Визначення ентальпії реакції нейтралізації

Визначення ентальпії реакції нейтралізації провести для нітратної та хлороводневої кислот розчинами гідроксиду натрію та гідроксиду калію. Отримані результати порівняти.

Виконання роботи. Зібрати калориметр (див. рис. 1.1). Заповнити бюретки розчинами HNO_3 , HCl , $NaOH$. Зважити на технохімічних терезах

внутрішній стакан калориметра ($m_{ст}$). Залити у зважений стакан з бюретки 50 мл кислоти. Поставити стакан в калориметр на підставку, закрити кришкою з отворами для воронки, термометра, мішалки. Заміряти за 3-5 хвилин початкову температуру в калориметрі ($t_{поч}$).

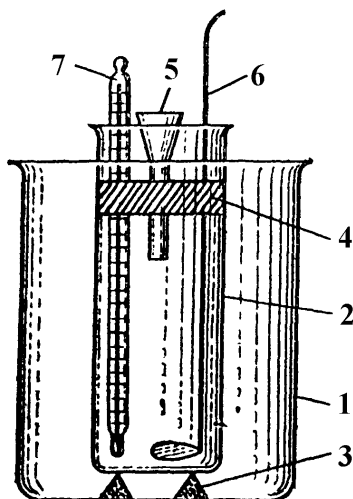


Рис. 1.1. Калориметр:

1- зовнішній стакан; 2 – реакційний стакан; 3 – підставка;
4 – кришка; 5 – воронка; 6 – мішалка; 7 – термометр.

Влити із бюретки 50 мл 1М розчину $NaOH$ крізь воронку у внутрішній стакан калориметра. Відзначити підвищення температури при розмішуванні розчину. Записати максимальну температуру розчину ($t_{кін.}$). Після охолодження розчину зважити внутрішній стакан калориметру та визначити масу реагентів за формулою

$$m_p = m - m_{ст}$$

Розібрати калориметр. Вимити термометр, воронку, внутрішній стакан, висушити.

Отримані дані занести в таблицю 1.2.

Таблиця 1.2 – Експериментальні та розрахункові дані

| Маса внутріш. стакана, $m_{ст}$ | Маса стакана з реагентами $m_{ст} + m_p$ | Маса реагентів, m_p | Питома теплоємність | | Початкова температура, $t_{поч}, ^\circ C$ | Макс. температура $t_{кін}, ^\circ C$ | Підвищення температури, Δt |
|------------------------------------|---|--------------------------|-----------------------------|-----------------------------|---|--|---------------------------------------|
| | | | Скла $C_{ст},$ Дж/Г·К | розчину $C_p,$ Дж/Г·К | | | |
| | | | 0,795 | 4,184 | | | |

Аналіз та обробка результатів

1. *Визначення експериментальної величини ентальпії реакції нейтралізації.*

Розрахунок кількості тепла, яке виділилось при взаємодії 50 мл 1М HCl (HNO_3) та 50 мл 1М $NaOH$ (по 0,05 моль/л) проводять за рівнянням

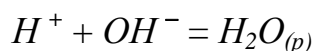
$$Q = (m_{ст} \cdot C_{ст} + m_p \cdot C_p) \cdot \Delta t,$$
$$\Delta H^\circ = -Q$$

Розрахунок ентальпії реакції нейтралізації

$$\Delta H_{x.p.} = \frac{1}{0,05} \cdot \Delta H^0, \text{ кДж/моль.}$$

2. *Визначення теоретичної величини ентальпійного ефекту реакції нейтралізації.*

Розрахунок теоретичної величини ентальпійного ефекту реакції



проводимо виходячи з наслідку закону Гесса

$$\Delta H_{x.p.} = \sum \Delta H_{298}^0(\text{кінц.}) - \sum \Delta H_{298}^0(\text{поч.})$$

з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів реакції

| | | | |
|--------------------------------------|-------|--------|--------|
| | H^+ | OH^- | H_2O |
| $\Delta H_{298}^0, \text{ кДж/моль}$ | 0 | -229 | -286 |

3. *Розрахунок похибки експериментальної величини ентальпійного ефекту від розрахованої теоретично*

$$\Pi = \frac{\Delta H_{x.p.(\text{теор})} - \Delta H_{x.p.(\text{експ})}}{\Delta H_{x.p.(\text{теор})}} \cdot 100\%$$

Висновок.

Зробити висновок про збіг експериментальних та теоретичних величин ентальпійного ефекту реакції нейтралізації з урахуванням похибки (до 5%) та термохімічний характер реакції (екзо- або ендотермічна).

Дослід 2. Визначення ентальпії гідратації безводної солі.

Отримати у викладача безводну сіль та її кристалогідрат:

| | $\Delta H_{\text{гидр}}$, кДж/моль |
|--|-------------------------------------|
| 1 Na_2CO_3 та $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ | -91,2 |
| 2 Na_2SO_4 та $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ | -80,3 |
| 3 $CuSO_4$ та $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ | -66,1 |
| 4 $ZnSO_4$ та $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ | -95,0 |
| 5 $Na_2S_2O_3$ та $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$ | +47,2 |

Зібрати калориметр за рис. 1.1. Зважити внутрішній стакан калориметру ($m_{\text{ст}}$) та налити в нього 25 мл дистильованої води. Поставити стакан в калориметр та витримати його продовж 3-5 хвилин, потім виміряти температуру ($t_{\text{поч}}$). Зважити на технічних терезах кристалогідрат 1,5-2 г. Крізь суху воронку внести сіль в реакційний стакан калориметра, перемішати та відзначити зміну температури ($t_{\text{кін}}$).

Отримані експериментальні дані внести в таблицю. Так само провести дослід з безводною сіллю.

Аналіз та обробка результатів.

1. Визначення експериментальної величини ентальпії розчинення солі.

Розрахунок кількості теплоти розчинення солі за формулою

$$Q_p = \frac{-C_p}{1000} (m_{H_2O} + m_c) \cdot \frac{M \cdot \Delta t}{m_c}, \text{ кДж/моль}$$

C_p – питома теплоємність розчину, дорівнює 4,184 Дж/г·К;

$m_{H_2O} + m_c$ - маса розчину;

M – молярна маса розчиненої речовини, г/моль;

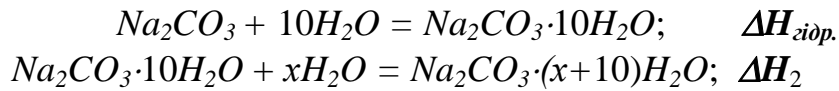
m_c – наважка речовини, г.

Ентальпійний ефект розчинення солі $\Delta H = -Q$.

Розрахунок ентальпії гідратації сухої солі ($\Delta H_{\text{гидр}}$) проводять виходячи з слідуючих міркувань.

Ентальпія розчинення сухої солі ΔH_1 є сумарною ентальпією гідратації сухої солі $\Delta H_{\text{гидр}}$ та розчинення отриманого кристалогідрату ΔH_2 .

Процес гідратації та процес розчинення утворившогося кристалогідрату можна записати термохімічними рівняннями (наприклад, для $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$)



За законом Гесса

$$\Delta H_1 = \Delta H_{гидр.} + \Delta H_2$$

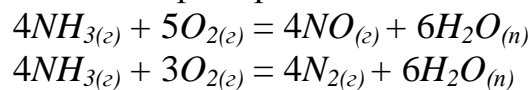
Розрахувати $\Delta H_{гидр.}$ сухої солі та порівняти отримані значення з табличними (див. вище). Розрахувати похибку:

$$\Delta H_{гидр.} = \frac{\Delta H_{гидр.(теор)} - \Delta H_{гидр.(експ)}}{\Delta H_{гидр.(теор)}} \cdot 100\%$$

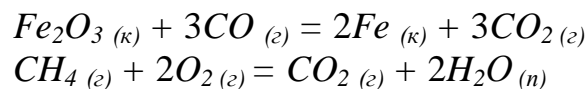
Зробити висновок про збіг чи відхилення отриманих результатів.

1.3.2 Запитання до самоконтролю та задачі

1. Які види енергії можуть супроводжувати хімічні реакції? В який вид енергії їх перераховують?
2. Що вивчає термодинаміка та які її задачі?
3. Що вивчає хімічна термодинаміка?
4. Основні поняття хімічної термодинаміки. Види систем.
5. Які реакції називаються екзотермічними, ендотермічними, термохімічними?
6. Параметри систем та функції стану систем.
7. Внутрішня енергія та ентальпія як функції стану систем.
8. Теплота та робота. Перший закон термодинаміки.
9. Закони термохімії. Наслідки з закону Гесса.
10. Визначити стандартні зміни ентальпії ΔH в реакціях та зробити висновок про тепловий ефект реакцій:



- 11.* Умови дивись в завданні 10.



- 12.* $2Mg_{(\kappa)} + CO_{2(z)} = 2MgO_{(\kappa)} + C_{(графит)}$
 $2Cl_{2(z)} + 2H_2O_{(n)} = 4HCl_{(z)} + O_{2(z)}$

- 13.* $3CH_{4(z)} + CO_{2(z)} + 2H_2O_{(p)} = 4CO_{(z)} + 8H_{2(z)}$
 $CaO_{(\kappa)} + Fe_2O_{3(\kappa)} = Ca(FeO_2)_2$

$$\Delta H(Ca(FeO_2)_2) = -1665,2 \text{ кДж}$$

- 14.* $2H_2S_{(z)} + SO_{2(z)} = 3S_{(ромб.)} + 2H_2O_{(p)}$
 $2C_2H_{2(z)} + 5O_{2(z)} = 4CO_{2(z)} + 2H_2O_{(n)}$
- 15.* $CaCO_{3(к)} = CaO_{(к)} + CO_{2(z)}$
 $SO_{2(z)} + 2CO_{(z)} = 2CO_{2(z)} + S_{(к)}$
- 16.* $PbO_{(к)} + CO_{2(z)} = PbCO_{3(к)}$
 $Cu_{(к)} + FeSO_{4(p)} = Fe_{(к)} + CuSO_{4(p)}$
- 17.* $CH_{4(z)} + 2H_2S_{(z)} = CS_{2(z)} + 3H_{2(z)}$
 $SnCl_{2(p)} + 2FeCl_{3(p)} = SnCl_{4(p)} + 2FeCl_{2(p)}$

18. Визначити ентальпію утворення та розкладу певної кількості речовини:

- а) 10,2 г Al_2O_3 ; б) 7 моль $CaCl_2$

19.* Умови дивись в завданні 18.

- а) 6,72 л CH_4 ; б) 1,5 кг NiO
- 20.* а) 32 г NH_4NO_3 ; б) 200 л NH_3
- 21.* а) 11,2 кг CaO ; б) 6 моль HF
- 22.* а) 0,5 м³ CO_2 ; б) 1,5 моль Fe_3O_4
- 23.* а) 64 кг SO_2 ; б) 90 л H_2S
- 24.* а) 48 г CH_3OH ; б) 10 моль ZnO
- 25.* а) 134,4 л NO_2 ; б) 1 кг PbO

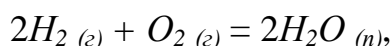
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2 „Швидкість хімічних реакцій”

Мета роботи: вивчити вплив різних факторів на швидкість хімічних реакцій.

2.1 Теоретичні відомості [1, 3, 4, 5]

Хімічна кінетика – це наука, що вивчає швидкість хімічних реакцій та їх механізм.

Хімічні реакції відбуваються в часі. Одні перебігають досить повільно:



але в присутності каталізатора – платини та при нагріванні (700 °C) – відбуваються миттю.

Хімічні реакції, що перебігають в межах однієї фази, називаються **гомогенними**, а реакції, що перебігають на межі розподілу фаз, називаються **гетерогенними**.

Важливою характеристикою кінетики хімічної реакції є її швидкість. Швидкість визначається зміною якогось параметру за одиницю часу. Для хімічних реакцій таким параметром вибрано концентрацію реагуючих речовин. Концентрація визначається кількістю речовин в одиниці об'єму, моль/л:

$$C = \frac{n}{V}; \quad C = \frac{m}{M \cdot V}.$$

Якщо в момент часу t_0 концентрація була C_0 , а в момент t концентрація стала C , то швидкість в гомогенній системі можна записати:

$$V = \frac{C_0 - C}{t_0 - t} = -\frac{\Delta C}{\Delta t}, \text{ моль/л}\cdot\text{с}, \quad \text{або} \quad V = \pm \frac{dC}{dt}.$$

В гетерогенних реакціях швидкість хімічної реакції буде залежати також від площі S поверхні поділу фаз або від площі поверхні твердого тіла

$$V = \frac{\Delta C}{S \cdot \Delta t} \quad \text{або} \quad V = \frac{dC}{S \cdot dt}.$$

Швидкість реакції залежить від багатьох факторів. На неї впливають природа та концентрація реагуючих речовин, тиск, температура, каталізатор, стан реагуючих речовин – ступінь подрібненості твердих або пароподібних речовин, стан рідких речовин.

В гетерогенних системах процеси багатостадійні. Швидкість реакції визначається не сумою швидкостей окремих стадій, а швидкістю найповільнішої стадії. Для гетерогенних систем – це швидкість дифузії.

Основними параметрами, які враховують при всіх процесах, є природа речовини, концентрація, температура, тиск, дія каталізатора.

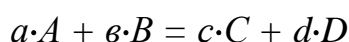
2.1.1 Залежність швидкості реакції від концентрації. Закон діючих мас

В 1865 році професор Харківського університету М.М. Бекетов встановив кількісний зв'язок між масами реагентів та часом перебігу реакції: „...тяжіння пропорційно добутку діючих мас”.

А в 1867 році норвезькі хіміки К.М. Гульберг і П. Вааге дали математичне обґрунтування цієї залежності та сформулювали **закон діючих мас**:

Швидкість хімічних реакцій при сталій температурі прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, піднесених до степенів, які відповідають їх стехіометричним коефіцієнтам.

Для реакції загальним виглядом:



швидкість реакції за законом діючих мас:

$$V = K[A]^a \cdot [B]^b \quad \text{або} \quad V = K \cdot C_A^a \cdot C_B^b,$$

де a, b – стехіометричні коефіцієнти;

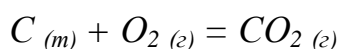
K – коефіцієнт пропорційності, що називається **константою швидкості реакції**.

Якщо $C_A = C_B = 1$, $T = const$, то $V = K$.

Фізичний зміст K – це швидкість реакції при концентрації реагуючих речовин рівних 1 моль/л.

Константа швидкості реакції залежить від природи речовин, від температури, від присутності каталізатора і не залежить від концентрації реагуючих речовин.

Закон діючих мас застосовується для газоподібних та розчинених речовин. Якщо в реакції приймають участь і тверді речовини, концентрація яких стала, то швидкість реакції змінюється в залежності від концентрації газів та розчинених речовин. Наприклад, швидкість згорання вуглецю



пропорційна тільки концентрації кисню

$$V = K \cdot const [O_2] = K' [O_2] \quad \text{де } K' = K \cdot const.$$

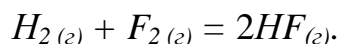
2.1.2 Вплив природи реагуючих речовин на швидкість реакції

Сполуки з іонним або ковалентним полярним зв'язком у водних розчинах дисоційовані і тому взаємодіють між собою дуже швидко. Швидкість взаємодії сполук з неполярним зв'язком різна й залежить від хімічних властивостей речовин.

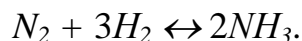
Щоб утворилися нові сполуки треба спочатку розірвати або послабити зв'язки між атомами в молекулах вихідних речовин. На це треба витратити певну енергію. Згідно *теорії активації* у взаємодію вступають тільки *активні* молекули, які мають надлишкову енергію – *енергію активації реакції*. Її величина є фактором, за допомогою якого позначається вплив природи реагуючих речовин на швидкість реакції.

Для активації інших молекул треба додати додаткову енергію для здолавання енергетичного бар'єру – енергію активації – $E_{акт}$, кДж/моль.

Якщо енергія активації мала ($E_{акт} < 40$ кДж/моль), то швидкість реакції велика



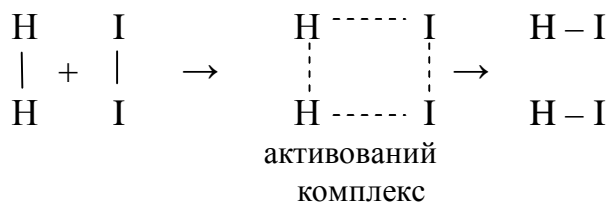
Навпаки, коли $E_{акт}$ дуже велика (понад 120 кДж/моль), то швидкість реакції мала



Коли енергія активації має величину від 40 до 120 кДж/моль, то швидкість реакції можна виміряти



Необхідною умовою взаємодії молекул між собою є дотик. При цьому активні молекули послабшають зв'язок між атомами молекул вихідних речовин та утворюють активований комплекс. В цьому комплексі відбувається перерозподіл електронної густини, рвуться старі зв'язки та утворюються нові.



Реагуючи речовини воирають додаткову енергію та переходять у нестійкий стан, що характеризується великим запасом енергії. Активований комплекс існує дуже короткий час, він швидко руйнується з утворенням продуктів реакції. При цьому енергія виділяється.

Різниця енергії активації зворотної та прямої реакції дорівнює тепловому ефекту реакції.

2.1.3 Вплив температури на швидкість хімічної реакції

При нагріванні швидкість руху молекул збільшується, що призводить до збільшення швидкості реакції. Залежність швидкості хімічної реакції від температури досить складна. Вплив температури на швидкість реакції в досить широкому інтервалі температур визначається рівнянням Арреніуса:

$$K = Z \cdot e^{-\frac{E_{акт}}{RT}},$$

де K – константа швидкості реакції; Z – фактор частоти зіткнень; $E_{акт}$ – енергія активації.

Зростання швидкості реакції із зростанням температури можна визначити згідно правила Вант-Гоффа:

При підвищенні температури на 10 °С (10 К) швидкість хімічної реакції збільшується приблизно в 2 – 4 рази.

Співвідношення

$$V_{T_2} = V_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} \quad \text{або} \quad \frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

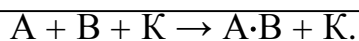
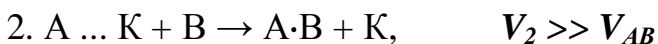
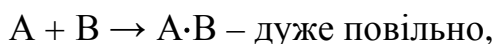
відомо як правило Вант-Гоффа і має приблизний характер. Але воно дає можливість оцінити поведінку хімічної системи в певних межах температур.

2.1.4 Прискорення хімічних процесів. Каталіз

Одним з поширених методів прискорення хімічних реакцій є **каталіз**. Речовина, що приймає участь в реакції, змінює її швидкість, але до кінця реакції якісно та кількісно не змінюється, називається **каталізатором**. Реакції, в яких бере участь каталізатор, називають **каталітичними**.

Згідно з теорії активних комплексів каталізатор утворює з вихідними речовинами проміжні сполуки, які руйнуючись утворюють продукти реакції та регенерують каталізатор.

Каталізатор зменшує енергію активації та спрямовує процес по новому шляху:



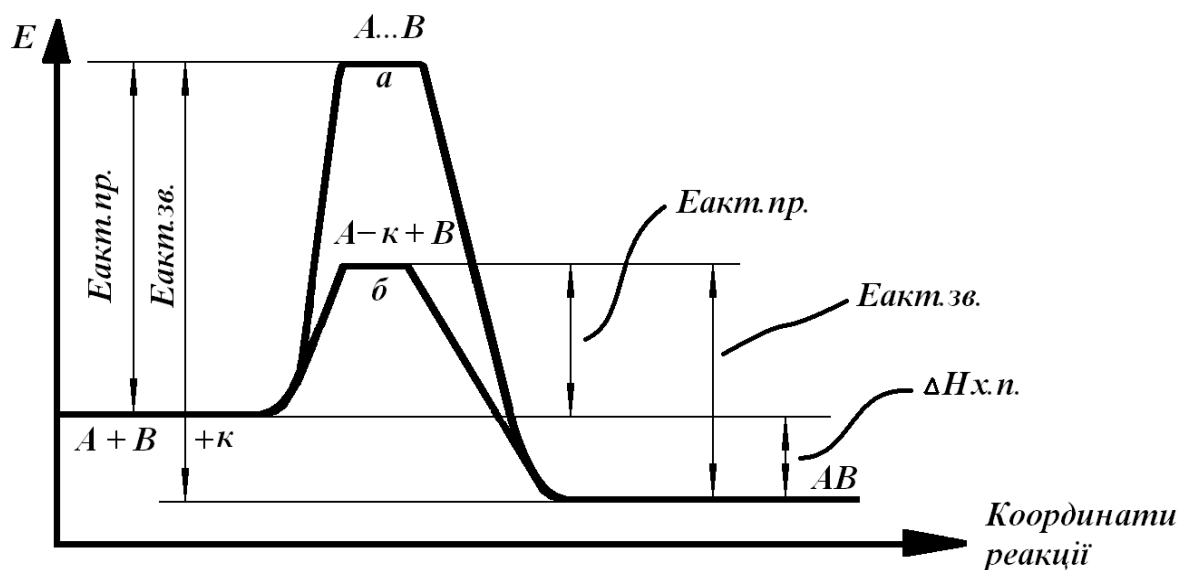
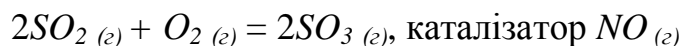


Рис. 2.1. Енергетична діаграма реакції
а) без каталізатора, б) з каталізатором.

В випадку *гомогенного каталізу* каталізатор і реагуючі речовини знаходяться в одній фазі (газ або розчин)



Гетерогенний каталіз починається з адсорбції вихідних речовин на поверхні твердого каталізатора. В наслідок адсорбції зменшується енергія активації реагуючих речовин, збільшується кількість активних молекул та швидкість хімічної реакції.

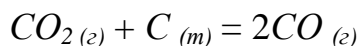
Каталізатори біологічних систем – ферменти. В організмі людини їх близько 30000. Кожен з них є ефективним каталізатором відповідної реакції. Слина утримує фермент *птіалін*, який перетворює крохмаль в цукор. В травленні приймає участь *пепсин* (фермент, що є в шлунку), який каталізує розщеплення білків. Ферменти працюють при температурі організму, оскільки енергія активації зменшується.

Тобто, основна **сутність** каталізу – зменшення енергії активації реагуючих речовин.

2.1.5 Приклади розрахунків

Приклад 1.

Визначити у скільки разів зміниться швидкість прямої та зворотної реакції в системі, якщо тиск зросте в 3 рази



Розв'язок:

Згідно з законом діючих мас, швидкість прямої реакції в гетерогенній системі становить:

$$V_{np} = K[CO_2] \cdot const = K'[CO_2]$$

Якщо тиск зросте в 3 рази, то об'єм зменшиться в 3 рази, а концентрація CO_2 зросте в 3 рази

$$V'_{np} = K'[3CO_2] = 3K'[CO_2]$$

Співвідношення $\frac{V'_{np}}{V_{np}} = \frac{3K'[CO_2]}{K'[CO_2]} = 3.$

Швидкість прямої реакції зросте в 3 рази.

Швидкість зворотної реакції:

$$V_{зв} = K_2[CO]^2$$

Після зміни тиску

$$V'_{зв} = K_2[3CO]^2 = 9K_2[CO]^2$$

Співвідношення $\frac{V'_{зв}}{V_{зв}} = \frac{9K_2[CO]^2}{K_2[CO]^2} = 9$

вказує, що швидкість зворотної реакції зросте в 9 разів.

Приклад 2.

Як зміниться швидкість реакції в гомогенній системі при зниженні температури з 80 до 20 °С, якщо температурний коефіцієнт $\gamma = 2$?

Розв'язок:

Згідно з емпіричним правилом Вант-Гоффа

$$V_2 = V_1 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

де V_1, V_2 – швидкості реакцій при температурах T_1, T_2 .

$$\frac{V_2}{V_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} = 2^{\frac{20 - 80}{10}} = 2^{-6} = \frac{1}{64}.$$

Відповідь: швидкість реакції зменшиться в 64 рази.

2.2 Експериментальна частина

Мета роботи:

1. Вивчити вплив різних факторів на швидкість хімічних реакцій:
 - вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції в гомогенній системі;
 - вплив температури на швидкість реакції в гомогенній системі;
 - вплив величини поверхні розподілу реагуючих речовин на швидкість реакції в гетерогенній системі;
 - вплив каталізатора на швидкість реакції;
2. Експериментально підтвердити справедливість закону діючих мас та правило Вант-Гоффа за одержаними результатами дослідів.

Устаткування та реактиви:

Секундомір. Два термостати або стакани на 200-300 мл з кришками, в яких є 3 отвори для термометру та 2-х пробірок. Три бюретки на 25 мл, пробірки. Термометр на 50°C. Скляні палички. Карбонат кальцію (крейда). Ступка з пестиком. Розчини: тіосульфат натрію (1н; 0,5н), сірчана кислота (2н), хлороводнева кислота (густино 1,19 г/см³), перманганат калію (0,5н), сульфат міді (1н), хлорид заліза (III) (0,5н), роданід калію (0,5н).

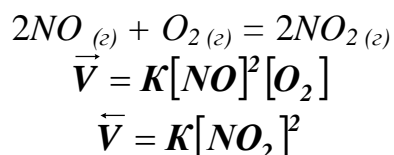
2.2.1 Сутність метода

Швидкість реакції залежить від природи та концентрації реагуючих речовин, тиску, температури, каталізатора та стану речовин – твердих, рідких, газоподібних.

За законом діючих мас:

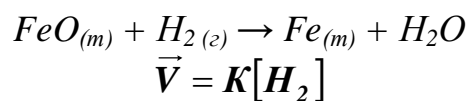
Швидкість хімічних реакцій при сталій температурі прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, піднесених до степенів, які відповідають їх стехіометричним коефіцієнтам.

Закон діючих мас застосовується до газоподібних та розчинених речовин



В разі присутності в реакції твердих речовин швидкість реакції залежить від концентрації газоподібних, розчинених речовин, а також від ступеня подрібленості твердих речовин, від площі поверхні розподілу

фаз. Концентрація твердої фази в реакціях стала та в математичному виразі закону діючих мас не враховується



Залежність швидкості реакції від температури можна визначити за правилом Вант-Гоффа:

При підвищенні температури на 10 °С швидкість хімічної реакції зростає приблизно в 2 – 4 рази.

$$\frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

Прискорення реакції за допомогою каталізатора зветься **каталізом**. Застосування каталізаторів зменшує енергію активації реагуючих речовин, що забезпечує прискорення хімічних процесів.

2.2.2 Порядок виконання дослідів

Дослід 1. Вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції в гомогенній системі.

Взаємодія тіосульфату натрію з сірчаною кислотою

Реакція перебігає за рівнянням



Швидкість реакції визначає час від початку реакції до появи перших ознак опалесценції розчину колоїдної сірки, який визначається візуальним методом дослідження прозорості розчину.

Проведення дослідів. Підготувати чисті сухі пробірки. Заповнити 3 бюретки відповідними розчинами (H_2SO_4 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, H_2O). В 3 пробірки налити по 5 мл сірчаної кислоти. В 3-х інших пробірках приготувати розчини тіосульфату натрію відповідно до схеми (див. табл. 2.1).

В пробірки з тіосульфатом натрію одночасно влити сірчану кислоту з пробірок.

Увімкнути секундомір та перемішати розчини скляними паличками. Зафіксувати час від початку реакції до появи перших ознак слідів сірки у кожній пробірці. Записати час для кожної концентрації тіосульфату натрію. Дані експерименту занести в таблицю 2.1.

Таблиця 2.1 – Експериментальні та розраховані величини

| № пробірки | Об'єм, мл | | | | Відносна концентрація $Na_2S_2O_3$ | Час (τ) до появи слідів S , сек | Відносна швидкість $V = 1/\tau$ | $V \cdot 100$ |
|------------|-----------|--------------|--------|-----------|------------------------------------|--|---------------------------------|---------------|
| | H_2SO_4 | $Na_2S_2O_3$ | H_2O | загальний | | | | |
| 1 | 5 | 5 | 10 | 20 | 1С | | | |
| 2 | 5 | 10 | 5 | 20 | 2С | | | |
| 3 | 5 | 15 | - | 20 | 3С | | | |

За експериментальними даними побудувати графік залежності швидкості реакції (вісь ординат) від концентрації $Na_2S_2O_3$ (вісь абсциси).

Висновок.

Проаналізувати характер залежності швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин на базі отриманого графіку. Вказати чи підтвердили Ви експериментально закон діючих мас.

Дослід 2. Вплив температури на швидкість реакції в гомогенній системі.

Для виконання дослідів використовують два термостати, температура в яких відрегульована на 10 °С та 20 °С вище ніж кімнатна. Можна скористатися стаканами з кришками, в яких є отвори для термометру та двох пробірок.

3 стакани на 200-250 мл наповнити на 2/3 водою. Перший залишити на столі при кімнатній температурі. Температури води заміряти термометром. Воду в 2-му та 3-му стаканах підігріти на 10 °С та 20 °С вище кімнатної температури та підтримувати ці температури. В кожен стакан вставити термометр (на 50 °С), кінчик якого занурити у воду. Закрити стакани кришками. В отвори в кришках вставити пробірки: одну з 2н розчином сірчаної кислоти та піпеткою, другу – з 10 краплями 1н розчину $Na_2S_2O_3$. Через 10-15 хвилин включити секундомір та, не виймаючи пробірки зі стаканів з $Na_2S_2O_3$, додати в них по одній краплі 2н розчину H_2SO_4 із пробірки, яка знаходиться в тому самому термостаті. За секундоміром визначити час від додання кислоти до появи опалесценції. Дані експерименту записати у таблицю 2.2.

Таблиця 2.2 - Експериментальні та розрахункові величини

| № п/п | Температура досліду, °С | Час реакції, с | Швидкість реакції $V = 1/\tau$ |
|-------|-------------------------|----------------|-----------------------------------|
| 1 | | | |
| 2 | | | |
| 3 | | | |

Висновок.

Визначити за дослідом залежність швидкості хімічної реакції від температури та справедливості відповідності досліду правилу Вант-Гоффа.

Розрахувати середнє значення температурного коефіцієнта реакції.

Дослід 3. Вплив величини поверхні розподілу реагуючих речовин на швидкість реакції в гетерогенній системі.

Розчинення карбонату кальцію в хлороводневій кислоті відбувається за рівнянням



Взяти два невеликих по можливості однакових шматочка крейди. Один з них розтерти на фільтрувальному папері скляною паличкою до пухового стану.

Перенести розтерту крейду в пробірку. В іншу пробірку покласти другий шматочок крейди. В обидві пробірки одночасно додати однакову кількість (10-20 крапель) хлороводневої кислоти густиною 1,19 г/см³. Записати час повного розчинення крейди в кожному випадку та визначити швидкість процесу.

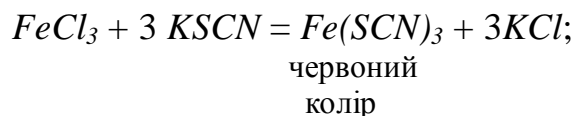
Висновок.

Проаналізувати причини різної швидкості реакції в цих випадках.

Дослід 4. Вплив каталізатора на швидкість реакції. Каталітичне відновлення заліза (III).

В дві пробірки внести по 10 крапель 0,5н розчину роданіду калію KSCN та по 1 краплі 0,5н розчину хлориду заліза (III) FeCl_3 . що спостерігаєте? В одну пробірку додати 1 краплю 1н розчину сульфату міді. В обидві пробірки внести по 10 крапель тіосульфату натрію $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Спостерігати різну швидкість обезбарвлення розчинів, яке відбувається в наслідок відновлення заліза (III) до заліза (II) тіосульфатом натрію.

Запис даних дослідю. Відмітити всі спостереження. Записати рівняння реакції утворення $Fe(SCN)_3$ – роданіду заліза.



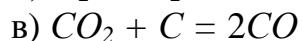
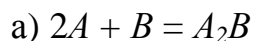
Відновлення заліза (III) в залізо (II) тіосульфатом натрію відбувається за рівнянням



Вказати який колір має $Fe(SCN)_2$ та що є каталізатором в цьому досліді.

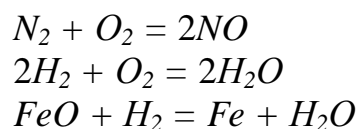
2.2.3 Запитання до самоконтролю та задачі

1. Що розуміють під швидкістю гомогенних та гетерогенних реакцій?
2. Які фактори впливають на швидкість реакцій?
3. Закон діючих мас. Його сутність та математичний вираз для гомогенних та гетерогенних систем.
4. Яке рівняння описує вплив температури та енергії активації на швидкість хімічної реакції?
5. В чому сутність теорії активації? Що називають „активованим комплексом”?
6. За допомогою якого правила можна описати залежність швидкості реакції від температури?
7. Що таке каталіз? Які речовини називаються каталізаторами? Дати визначення гомогенного та гетерогенного каталізу.
8. Описати механізм дії гомогенного та гетерогенного каталізу. Визначити сутність каталізу.
9. Записати вираз швидкості прямої та зворотної реакції для систем:

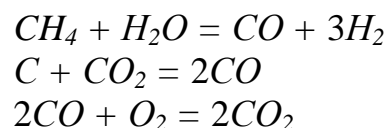


Визначити як зміниться швидкість реакцій при збільшенні концентрацій вихідних речовин в 2 рази.

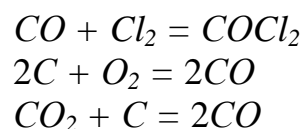
10. Як зміниться швидкість прямих та зворотних реакцій, якщо при сталій температурі концентрація кожної речовини зменшиться в 2 рази?



11. Як зміниться швидкість прямих та зворотних реакцій, якщо тиск зросте в 3 рази?



12. При підвищенні температури на 10 °C швидкість реакції зросла в 2 рази. У скільки разів збільшиться швидкість цієї реакції при підвищенні температури на 50 °C та на 20 °C?
13. Визначити температурний коефіцієнт швидкості реакції, якщо при підвищенні температури від 10 до 50 °C швидкість реакції збільшилась в 16 разів?
14. Як зміниться швидкість реакцій в прямому та зворотньому напрямку при збільшенні об'єму в 2 рази при сталій температурі?



15. На скільки градусів треба підвищити температуру, щоб швидкість реакції збільшилася в 81 раз, якщо температурний коефіцієнт швидкості становить 3?
16. Температурний коефіцієнт швидкості реакції становить 2. Як зміниться швидкість цієї реакції, якщо температура зменшилась від 70 до 20 °C?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3 „Хімічна рівновага та її зрушення”

Мета роботи:

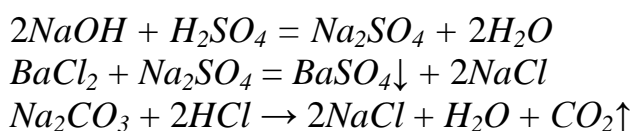
- вивчити вплив різних чинників на зрушення рівноваги в хімічному процесі;

3.1 Теоретичні відомості [2', 4, 5, 6]

Необоротні та оборотні реакції.

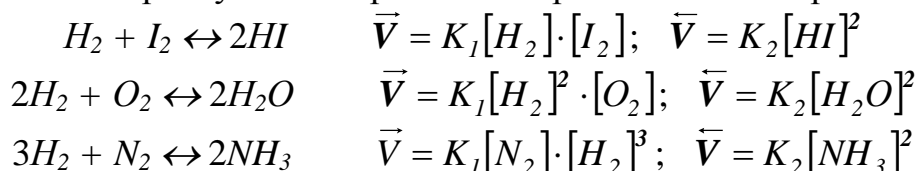
Необоротні реакції відбуваються до кінця тільки в одному напрямку, коли утворюються погано розчинні сполуки; речовини, що виходять з сфери реакції (газоподібні та малодиссоційовані речовини).

Наприклад:



До необоротних реакцій належать також й ланцюгові реакції.

Більшість хімічних реакцій – **оборотні**, оскільки вони одночасно відбуваються в протилежних напрямках. При запису таких реакцій замість знака рівняння користуються стрілками в протилежних напрямках:



Хімічна рівновага.

Якщо в системі швидкість прямої реакції \vec{V} дорівнює швидкості зворотної реакції \bar{V} , то такий стан системи зветься **хімічною рівновагою**.

Стан хімічної рівноваги характеризується тим, що речовини перетворюються в продукти реакції (пряма реакція), і навпаки, продукти реакції перетворюються в вихідні речовини (зворотна реакція) з однаковою швидкістю. За даних умов виникає динамічна рівновага прямого і зворотного процесів, тобто хімічні реакції відбуваються, як термодинамічно рівноважні процеси. Зміна вільної енергії Гіббса – найбільш вдалий критерій перебігу реакції. В рівноважному процесі

$$\Delta G_{p,T} = 0.$$

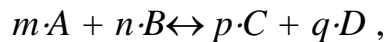
При хімічній рівновазі концентрації вихідних речовин та продуктів реакції залишаються незмінними. При рівновазі безперервно перебігає як пряма, так і зворотна реакції з однаковою швидкістю. Тому рівновага

називається динамічною. Концентрації речовин, які встановлюються при рівновазі, звуться *рівноважними* та позначаються [] квадратними дужками.

Константа рівноваги та її зв'язок з вільною енергією Гіббса та Гельмгольца.

Кількісною характеристикою хімічної рівноваги є константа рівноваги.

Для будь-якої рівноважної системи



константу рівноваги можна записати рівнянням

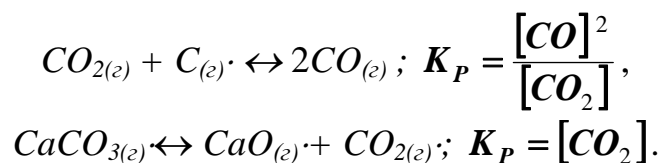
$$K_p = \frac{[C]^p \cdot [D]^q}{[A]^m \cdot [B]^n}.$$

Це математичний вираз для K_p гомогенних систем.

Відношення добутку рівноважних концентрацій продуктів реакції, піднесених до степеня стехіометричних коефіцієнтів, до добутку рівноважних концентрацій вихідних речовин, піднесених до степеня їх коефіцієнтів при даній температурі, є величина стала. **Константа хімічної рівноваги** не залежить від концентрації реагуючих речовин та стала при даній температурі.

Зміна концентрації будь-якої речовини спричиняє зміну концентрацій усіх інших речовин, але співвідношення між ними відповідає константі рівноваги.

При гетерогенних реакціях в вираз константи рівноваги концентрації речовин, що знаходяться в твердій фазі, не входять



Величина K_p залежить від природи реагуючих речовин (агрегатного стану, природи зв'язку) та від температури. Від наявності каталізаторів вона не залежить. Каталізатор може лише прискорити час встановлення рівноваги.

Константа рівноваги хімічної реакції пов'язана зі стандартною зміною вільної енергії Гіббса (ізобарно-ізотермічним потенціалом) та енергією Гельмгольца (ізохорно-ізотермічним потенціалом) рівняннями:

$$\Delta G_T^\circ = -2,3 \cdot R \cdot T \cdot \lg K_p, \quad \Delta F = -2,3 \cdot R \cdot T \cdot \lg K_c$$

або при 298 K

$$\Delta F^0 = -2,3 \cdot 8,31 \cdot 298 \cdot \lg K_c = -5,69 \cdot \lg K_c$$

$$\Delta G_T^\circ = -2,3 \cdot 8,31 \cdot 298 \cdot \lg K_p = -5,69 \cdot \lg K_p, \text{ кДж/моль.}$$

Значення $\Delta G < 0$ можливо, якщо $\lg K_p > 0$, тобто $K_p < 1$.

А значення $\Delta G > 0$ буде коли $\lg K_p < 0$, тобто $K_p < 1$.

Це означає, що при від'ємних значеннях ΔG , зрушення хімічної рівноваги відбувається в напрямку прямої реакції. При позитивних значеннях ΔG , рівновага зсувається в напрямку зворотної реакції.

В загальному випадку можливість (неможливість) реакції визначається знаком ΔG , а не ΔG_{298}° .

Зрушення хімічної рівноваги . Принцип Ле-Шательє.

Стан хімічної рівноваги за постійних зовнішніх умов (незмінних температурі, тиску, рівноважних концентрацій реагентів) зберігається як завгодно довго.

При зміні зовнішніх умов швидкості прямої та зворотної реакції змінюються, стають нерівними. Але через деякий час швидкості процесів стають однаковими, встановлюється нова рівновага, при якій рівноважні концентрації набувають іншого значення. Порушення рівноваги із-за зміни однієї умови існування даної системи називається *зміщенням* або *зсувом хімічної рівноваги*. Зрушення хімічної рівноваги можна передбачити, користуючись **принципом зміщення рівноваги – принципом Ле-Шательє** (1884 р.):

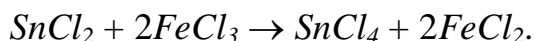
Якщо в системі, яка перебуває в рівновазі, змінити зовнішні умови (тиск, температуру чи концентрації), то рівновага зміщується в напрямку процесу, який протидіє цій зміні.

Принцип Ле-Шательє універсальний. Його можна застосовувати не тільки до хімічних процесів, а також і для фізико-хімічних явищ, таких як кристалізація, розчинення, кип'ятіння, фазові перетворення в твердих тілах.

Розглянемо застосування принципу Ле-Шательє до різних впливів.

Вплив концентрації на зміщення рівноваги.

Визначити в якому напрямку зрушиться рівновага оборотної реакції при збільшенні: а) концентрації хлориду олова (II); б) хлориду олова (IV).



Якщо збільшити концентрацію $SnCl_2$, то рівновага зсунеться в напрямку прямої реакції, як процесу, який зменшує його концентрацію. Тобто при $C_{SnCl_2} \uparrow$ рівновага зміщується \rightarrow вправо.

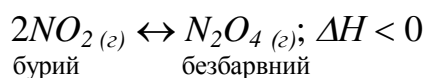
Таке саме зміщення відбудеться, якщо $C_{FeCl_3} \uparrow$.

При збільшенні концентрації хлориду олова (IV) зсув рівноваги відбувається в протилежному напрямку, бо зворотній процес зменшує концентрацію $SnCl_4$. При $C_{SnCl_4} \uparrow$ рівновага зміщується \leftarrow вліво.

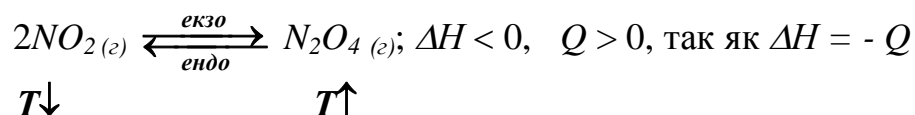
Якщо в реакційну суміш ввести надлишок будь-якої взаємодіючої речовини, то рівновага зміщується в напрямку зменшення концентрації цієї речовини.

Вплив температури на зміщення рівноваги .

Для виявлення впливу температури необхідно знати зміну ентальпії реакції. Чим більший тепловий ефект хімічного процесу, тим більший вплив температури на зсув рівноваги



Реакція утворення тетраоксиду азоту супроводжується виділенням теплоти – екзотермічний процес, зворотній процес – ендотермічний.



Якщо підвищити температуру, то забарвлення в системі збільшується, тобто рівновага зміщується в напрямку утворення NO_2 :

$T \uparrow \leftarrow$ (ендотермічний процес).

При зменшенні температури забарвлення системи послаблюється, бо рівновага зміщується в бік утворення N_2O_4 :

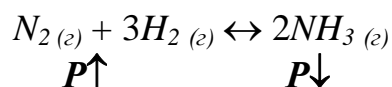
$T \downarrow \rightarrow$ (екзотермічний процес).

При підвищенні температури рівновага зміщується в напрямку ендотермічного процесу, а під час зниження – в бік екзотермічної реакції.

Вплив тиску на рівноважні системи.

Зсув тиску в системі супроводжується зміною об'єму газоподібних речовин. Зміна тиску спричиняє зсув рівноваги тільки в тому випадку, коли кількість газоподібних речовин (моль) до і після реакції відрізняється одна від одної.

Наприклад, реакція синтезу аміаку



Пряма реакція протікає зі зменшенням об'єму (тиску) – 2 моль NH_3 , зворотня зі збільшенням об'єму газової суміші – 4 моль (зі збільшенням тиску). У разі збільшення тиску ($P \uparrow$) рівновага зміщується в бік зменшення числа **моль** газоподібних речовин, тобто в напрямку зменшення тиску – в бік утворення NH_3 (\rightarrow).

Якщо тиск зменшується ($P \downarrow$), то рівновага зміщується в напрямку зростання кількості моль вихідних речовин (N_2 та $3H_2$), тобто в напрямку збільшення тиску (\leftarrow)

Якщо $P \uparrow$, рівновага зміститься \rightarrow , коли $P \downarrow$, то рівновага зміститься \leftarrow .

При збільшенні тиску в рівноважній системі зрушення рівноваги відбувається в напрямку меншого тиску (меншої кількості моль газоподібних речовин), та навпаки.

3.2 Приклади розв'язання завдань

Приклад 1

В гомогенній системі $2NO + O_2 = 2NO_2$ при певній температурі концентрація реагуючих речовин становить $[NO] = 0,2$ моль/дм³, $[O_2] = 0,3$ моль/дм³, $[NO_2] = 1,2$ моль/дм³. Визначити константу рівноваги та концентрації вихідних речовин.

Розв'язок

Для реакції $2NO + O_2 = 2NO_2$

константа рівноваги визначається співвідношенням

$$K_P = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2 \cdot [O_2]} = \frac{1,2^2}{0,2^2 \cdot 0,3} = \frac{1,44}{0,012} = 120$$

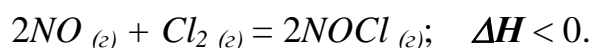
По рівнянню 2 моль NO реагує з 1 моль O_2 та утворюється 2 моль NO_2 . Оскільки на утворення 1,2 моль NO_2 витрачено 1,2 моль NO та 0,6 моль O_2 тоді

$$C_{\text{вих}} NO = [NO_2] + 1,2 = 0,2 + 1,2 = 1,4 \text{ моль/дм}^3$$

$$C_{\text{вих}} O_2 = [O_2] + 0,6 = 0,3 + 0,6 = 0,9 \text{ моль/дм}^3$$

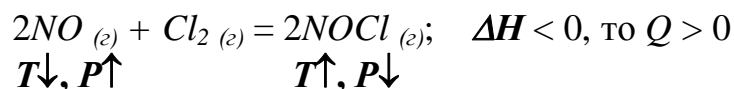
Приклад 2.

Визначити в якому напрямку зрушиться хімічна рівновага в системі за слідуючих умов: $P \downarrow$, $T \uparrow$, $C_3 \uparrow$



Розв'язок.

Для визначення впливу температури на зсув рівноваги в системі визначаємо по ΔH , що прямий процес – екзотермічний, а зворотній – ендотермічний



При підвищенні температури за принципом Ле-Шательє рівновага зрушується в напрямок ендотермічного (зворотнього процесу), тобто $T \uparrow \leftarrow$.

Щоб визначити як впливає тиск на рівновагу, рахуємо кількість моль газоподібних речовин до та після реакції: 3 та 2 відповідно. При зменшенні тиску рівновага в системі зрушується в напрямку більшої кількості моль газоподібних речовин, тобто в бік зворотньої реакції: $P \downarrow \leftarrow$.

Якщо за умов збільшується концентрація третьої речовини – $NOCl$, то зсув рівноваги відбудеться в напрямку де цієї речовини нема (або менше), тобто в бік зворотньої реакції $C_{NOCl} \uparrow \leftarrow$.

3.3 Експериментальна частина

Мета роботи:

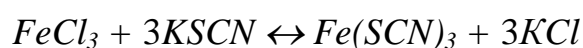
- вивчити вплив різних чинників на зрушення рівноваги в хімічному процесі;
- отримати навички застосування принципу Ле-Шательє для зсуву рівноваги реакції в потрібному напрямку;
- визначити відповідність отриманих результатів принципу Ле-Шательє.

Устаткування та реактиви:

- прилад для зсуву рівноваги в газоподібній системі (рис. 3.1) або U-подібна трубка; два стакани на 300-500 мл; холодна вода з льодом; гаряча вода.
- Нітрат свинцю кристалічний. Трихлорид заліза кристалічний. Роданід калію кристалічний. Хлорид калію кристалічний. Розчини хлориду заліза (III) (0,0025н; насич.), роданіду калію (0,0025н; насич.).

3.3.1 Сутність методу

В отриманій рівноважній системі



визначити **вплив** збільшення **концентрації** вихідних речовин ($FeCl_3$, $KSCN$) та продукту реакції (KCl) на зсув рівноваги в тому чи іншому напрямку відповідно принципу Ле-Шательє:

Якщо в реакційну суміш внести надлишок будь-якої взаємодіючої речовини, то рівновага зсунеться в напрямку зменшення концентрації цієї речовини.

Вплив температури також можна передбачити за принципом Ле-Шательє:

При підвищенні температури рівновага в системі зрушується в напрямку ендотермічної реакції, а під час зменшення температура зсувається в бік екзотермічного процесу.

Тому для визначення напрямку зрушення рівноваги потрібно визначитися з тепловим ефектом процесу ($\Delta H = -Q$).

Вплив тиску на зрушення рівноваги в системі визначається за кількістю газоподібних речовин до та після реакції.

При збільшенні тиску в системі зрушення рівноваги відбувається в напрямку меншого тиску (меншої кількості моль газоподібної речовини) та навпаки.

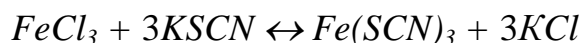
В загальному вигляді принцип Ле-Шательє можна сформулювати так:

Якщо в системі, яка перебуває в рівновазі, змінити зовнішні умови (тиск, температуру чи концентрації), то рівновага зміщується в напрямку процесу, який протидіє цій зміні.

3.3.2 Порядок виконання роботи

Дослід 1. Вплив зміни концентрації речовини на зсув рівноваги.

На прикладі зворотньої реакції



визначаємо вплив збільшення концентрацій реагуючих речовин та продуктів реакції на зміну інтенсивності червоного кольору трироданіду заліза. За зміною інтенсивності кольору можна робити висновок про зміну концентрації $Fe(SCN)_3$, тобто про зсув рівноваги в той чи інший напрямок.

В чотири пробірки внести по 5-10 крапель розведених розчинів $FeCl_3$ та $KSCN$ або NH_4SCN .

Перемішати розчини. Пробірки поставити в штатив. Одну з пробірок зберігати як контрольну для порівняння.

В першу пробірку додати трихлорид заліза, в другу – роданід калію (чи амонію), в третю – декілька кристалів хлориду калію. Розчини в пробірках перемішати та визначити зміну інтенсивності кольору в кожному випадку по зрівнянню з контрольною пробіркою. Зробити висновок про зсув рівноваги в системі при зміні концентрації: а) хлориду заліза (III), б) роданіду калію, в) хлориду калію. Результати досліду занести в таблицю 3.1. записати вираз константи рівноваги зворотнього процесу.

Таблиця 3.1 – Результати досліду

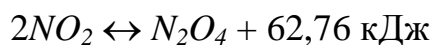
| № пробірки | Додана речовина | Зміна інтенсивності кольору розчину (посилення, послаблення) | Напрямок зсуву рівноваги (в лівий, в правий бік) |
|------------|-----------------|--|--|
| 1 | Контрольна | | |
| 2 | $FeCl_3$ | | |
| 3 | $KSCN$ | | |
| 4 | KCl | | |

Висновок.

Зробити висновок про відповідність принципу Ле-Шательє впливу зміни концентрації реагуючих речовин та продуктів реакції на напрямок зсуву хімічної рівноваги реакції.

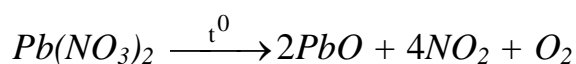
Дослід 2. Вплив зміни температури на зсув рівноваги.

Реакція полімеризації діоксиду азоту відбувається за рівнянням



Газ NO_2 – червоно-коричневого кольору, N_2O_4 – безбарвний. Тому по зміні кольору газової суміші можна робити висновок про зміну концентрації її компонентів, тобто зсув рівноваги в бік прямої чи зворотньої реакції.

Колби чи U-подібну трубку (рис. 3.1) заповнити діоксидом азоту, який отримали розкладом кристалів нітрату свинцю ($Pb(NO_3)_2$) при нагріванні його кристалів у пробірці на електричній плитці за рівнянням



(Розклад солі проводить у витяжній шафі лаборант).

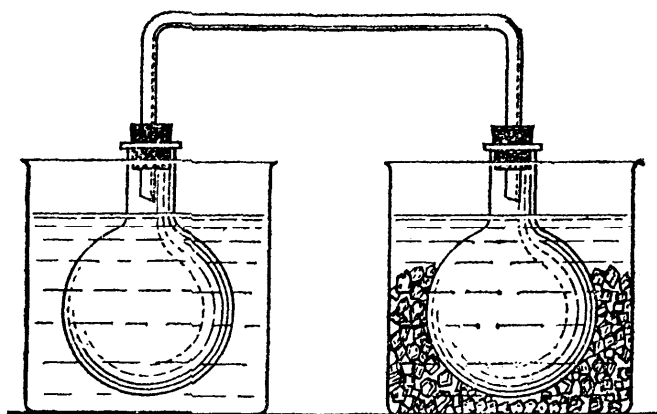


Рис. 3.1. Прилад для визначення зсуву рівноваги в системі $2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$

Обидві колби щільно закривають резиновими пробками. Одну з колб вміщують у стакан з гарячою водою, а іншу – в стакан з льодом та сіллю. Спостерігають за зміною забарвлення газу у колбі. Потім колби міняють місцями. Попередньо охолоджують колбу, яка була у стакані з гарячою водою, у воді з кімнатною температурою. Спостерігають посилення кольору газу в гарячій воді та обезбарвлення кольору в охолоджуючій суміші. Результати досліду записують у таблицю 3.2.

Таблиця 3.2 – Результати досліду

| № колби | Зміна температури | Зміна інтенсивності забарвлення газу (посилення, послаблення) | Напрямок зсуву рівноваги (в лівий, в правий бік) |
|---------|-------------------|---|--|
| 1 | Нагрівання | | |
| 2 | Охолодження | | |

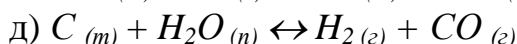
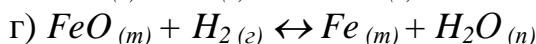
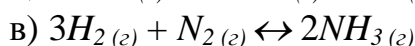
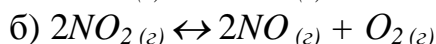
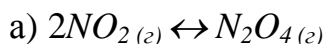
Висновок.

Записати вираз константи хімічної рівноваги реакції. Відповідно принципу Ле-Шательє та даних досліду визначити питання про тепловий ефект прямої та зворотної реакції, про вплив температури на зсув хімічної рівноваги.

3.3.3 Запитання до самоконтролю та задачі

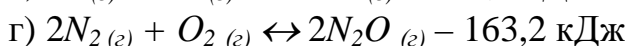
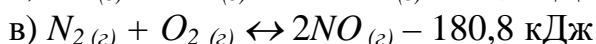
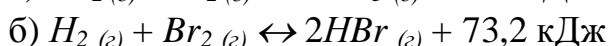
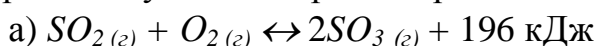
1. Які реакції називаються необоротними та оборотними?
2. Коли настає хімічна рівновага?
3. Записати вираз, яким пов'язані вільні енергії Гельмгольца та Гіббса з константою рівноваги.
4. за допомогою якого принципу можна якісно визначити напрям зрушення рівноваги?

5. Як впливає зміна тиску на зсув хімічної рівноваги?
6. Як впливає зміна температури на зсув хімічної рівноваги?
7. Як впливає зміна концентрації вихідних та отриманих речовин на зсув хімічної рівноваги?
8. За якими термодинамічним критерієм можна визначити, що система знаходиться в рівновазі?
9. Записати вираз для константи рівноваги до кожного із слідуючих зворотних процесів:

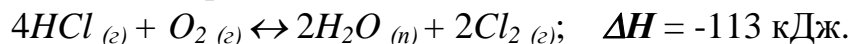


Як зсунеться рівновага в кожному випадку при збільшенні тиску?

10. В якому напрямку відбудеться зсув рівноваги при підвищенні температури в слідуючих оборотних реакціях?



11. Як треба змінити температуру, тиск та концентрацію компонентів в рівноважній системі, щоб збільшити вихід хлору?

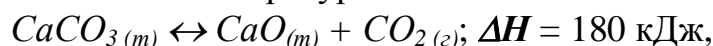


12. Як зміниться тиск в замкненій рівноважній системі



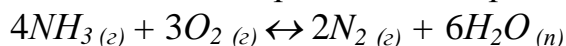
якщо рівновага зсунулась вправо? Як при цьому змінилась концентрація кожного компонента?

13. Як були змінені температура та тиск в системі

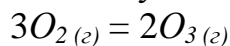


якщо рівновага зсунулась вправо?

14. Записати вираз для константи рівноваги зворотнього процесу



15. Утворення озону з кисня відбувається за рівнянням

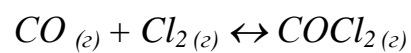


Записати вираз для константи рівноваги реакції та вказати в якому напрямку зміститься рівновага:

а) при збільшенні концентрації озону в 2 рази;

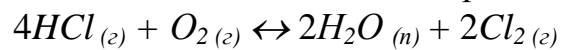
б) при збільшенні тиску кисню в 2 рази?

16. При деякій температурі склад рівноважної суміші в об'ємі 10 л був такий: 11,2 г CO ; 14,2 г Cl_2 ; 19,2 г $COCl_2$. Визначити константу рівноваги K_p реакції за даних умов



(Відповідь: $K_p = 25$)

17. Записати вираз для визначення константи рівноваги реакції



В якому напрямку зрушиться ця рівновага в випадку збільшення об'єму системи в 4 рази?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4

“Визначення концентрації розчинів методом титрування”

4.1 Теоретичні відомості [3', 4, 6]

Мета роботи: Засвоїти метод титрування для визначення концентрації розчинів та методи їх розрахунків.

Хімічний аналіз – це методи визначення хімічного складу речовини – якісного та кількісного. Відповідно з цим існують методи якісного та кількісного аналізу.

За допомогою **якісного аналізу** знаходять, з яких хімічних елементів, іонів, груп атомів чи молекул складається хімічна речовина.

Кількісний аналіз дозволяє визначити:

- Кількісні відношення складових частин даної сполуки, або суміші речовин.

- Вміст речовини у даній сполуці або її концентрацію.

- Вміст всіх або деяких елементів, іонів, які входять до складу даної сполуки.

Основою кількісного аналізу являється точне вимірювання маси та об'єму визначеної речовини, а також продуктів її хімічних перетворень.

Один з видів кількісного аналізу – **об'ємний або титриметричний аналіз**. Цей метод аналізу заключається в тому, що до розчину речовини “А” поступово додають розчин речовини “В” відомої концентрації. Додають речовини “В” стільки, поки її кількість не стане еквівалентна кількості речовини, що з нею реагує (речовини “А”).

Таким чином, **титруванням** називають процес безперервного контролю поступової зміни вимірюваної кількості твердої, рідкої та газоподібної речовини або точно вимірюваного об'єму стандартного розчину реагенту з дослідженням розчином.

Розчин реагенту точно відомої концентрації, який застосовують для титрування в методах об'ємного аналізу, називають **стандартним** або **титрованим розчином**, або титрантом. Щоб приготувати титрований розчин, треба взяти точну наважку речовини, розчинити її у воді і довести до певного об'єму.

Молярна концентрація еквівалента означає кількість еквівалентних мас речовини, яка міститься в 1 л розчину.

$$C_{екв} = C_n = \frac{m}{M_{екв} \cdot V}, \text{ моль/л.}$$

Розчин, в 1 л якого міститься маса одного еквівалента розчиненої речовини, називається **нормальним** (назва стара, не стандартна, але ще

широко застосовується у кількісному аналізі). Якщо в 1 л розчину міститься 0,1 молярної маси еквівалента, то він називається **децинормальним**; 0,01 – **сантинормальним**, та позначається як 1н; 0,1н; 0,01н.

Користуючись титрованим розчином кислоти можна визначити концентрацію (нормальність) розчину лугу, та навпаки. Для цього потрібно знати об'єм розчинів лугу та кислоти, як вони еквівалентні між собою. Об'єм знаходять за допомогою титрування. Закінчення реакції при титруванні визначають індикаторами, які мають різне забарвлення у кислому та лужному середовищі. За їх допомогою встановлюють момент нейтралізації кислоти лугом або навпаки. Звичайно титрування застосовують для визначення концентрації однієї речовини за допомогою титрованого розчину іншої речовини.

При титруванні зручно користуватися нормальними (н) розчинами, тому що розчини однакової концентрації реагують у рівних об'ємах. При різних концентраціях ці розчини реагують між собою в об'ємах обернено пропорційно.

$$\frac{C_{H_k}}{C_{H_l}} = \frac{V_l}{V_k} \quad \text{або} \quad C_{H_k} \cdot V_k = C_{H_l} \cdot V_l$$

де C_{H_k} – молярна концентрація еквівалента кислоти;

C_{H_l} – молярна концентрація еквівалента лугу;

V_l - об'єм лугу;

V_k - об'єм кислоти.

Знаючи які-небудь три величини легко визначити четверту.

Маса речовини у грамах, яка міститься в 1 мл розчину називається **титром розчину** (Т).

$$T = \frac{C_{екв} \cdot M_{екв}}{1000} = \frac{C_m \cdot M}{1000}, \text{ г/см}^3$$

де $M_{екв}$ – молярна маса еквівалента речовини.

Якщо концентрацію речовин виражено у масових частках, то для одержання розчину необхідної концентрації змішують розчини однієї й тої самої речовини, але з різною масовою часткою, а розрахунок маси відповідних вихідних речовин ведуть на основі розрахунку масової частки та по так званому **«правилу хреста» - правилу змішування**. Це правило ми пояснимо на конкретному прикладі.

4.2 Приклади розв'язання завдань

Приклад: Яку масу розчину хлориду натрію з масовою часткою $NaCl$ 10% потрібно додати до розчину з масовою часткою хлориду натрію 20%, щоб отримати розчин масою 300 г з масовою часткою солі 12%.

1. Розрахунок по масовій частині речовини.

Введемо позначення

$$\omega_1(\text{NaCl}) = 0,1 \text{ (10\%)}, \omega_2(\text{NaCl}) = 0,2 \text{ (20\%)}, \omega(\text{NaCl}) = 0,12 \text{ (12\%)}$$

Із визначення масової частки випливає:

$$\omega_1(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m_{\text{розч}}} \quad 0,1 = \frac{m(\text{NaCl})}{m_{\text{розч}}} \quad m_1(\text{NaCl}) = 0,1m_{\text{розч}}$$

Аналогічно дістаємо:

$$\omega_2(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m_{\text{розч}}} \quad m_2(\text{NaCl}) = 0,2m_{\text{розч}}$$

Маса NaCl у розчині, який потрібно приготувати, становить:

$$m(\text{NaCl}) = m_1(\text{NaCl}) + m_2(\text{NaCl})$$

$$m(\text{NaCl}) = 0,1 m_1 + 0,2 m_2$$

Для розчину з $\omega(\text{NaCl}) = 0,12$ записуємо:

$$\omega_1(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m_{\text{розч}}} \quad 0,12 = \frac{0,1m + 0,2m}{300}$$

З цього випливає: $m_1 + 2 m_2 = 360$

де m_1 і m_2 – маси розчинів з $\omega_1(\text{NaCl})$ та $\omega_2(\text{NaCl})$ відповідно, які потрібно взяти.

Знаходимо маси розчинів, які слід взяти для приготування розчину з $\omega = 0,12$

$$m_1 + 2 m_2 = 360$$

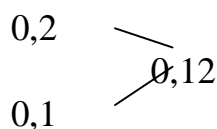
Розв'язавши систему рівнянь дістаємо:

$$m_1 = 240 \text{ г}; m_2 = 60 \text{ г}.$$

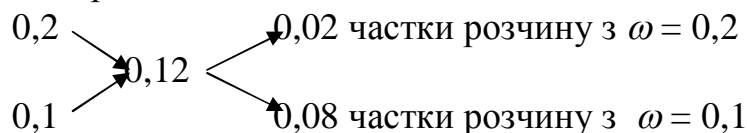
2. Розрахунок за “правилом хреста”.

Задачу такого типу можна розв'язати, використовуючи правило змішування, яке пояснимо на прикладі.

Записуємо одну під одною масові частки вихідних розчинів, а правіше між ними масову частку розчину, який потрібно приготувати:



Від більшої масової частки віднімаємо задану і записуємо результат справа вниз, від заданої масової частки віднімаємо менше і записуємо результат справа вгору:



Числа 0,02 і 0,08 показують, у якому масовому співвідношенні потрібно взяти розчини

$$\omega_2(\text{NaCl}) = 0,2(20\%), \quad \omega_1(\text{NaCl}) = 0,1(10\%) \text{ відповідно}$$

Отже, маса розчину з $\omega_2(\text{NaCl}) = 0,2$ становить

$$m_2 = \frac{m \cdot 0,02}{0,08 + 0,02}; \quad m_2 = \frac{300 \cdot 0,02}{0,08 + 0,02} = 60 \text{ г}$$

Визначаємо масу розчину з $\omega_1(\text{NaCl}) = 0,1$.

$$m_1 = \frac{m \cdot 0,02}{0,08 + 0,02}; \quad m_2 = \frac{300 \cdot 0,08}{0,08 + 0,02} = 240 \text{ г}$$

Зручніше вимірювати не маси, а об'єми розчинів. Для цього потрібно знати густину розчинів, яку можна визначити за допомогою ареометру або дізнатися з довідника.

Густина 20% розчину NaCl становить $1,151 \text{ г/см}^3$, а 10% розчину NaCl – $1,073 \text{ г/см}^3$.

За формулою $m = \rho \cdot V$
визначаємо об'єм:

$$10\% \text{ розчину } \text{NaCl} \quad V_1 = \frac{m_1}{\rho_1} = \frac{240 \text{ г}}{1,073 \text{ г/см}^3} = 223,7 \text{ см}^3$$

$$20\% \text{ розчину } \text{NaCl} \quad V_2 = \frac{m_2}{\rho_2} = \frac{60 \text{ г}}{1,151 \text{ г/см}^3} = 52,1 \text{ см}^3.$$

Таким чином, щоб отримати 300 г розчину NaCl з масовою часткою $\omega = 0,12$ потрібно змішати розчини хлориду натрію з $\omega = 0,1$ та $\omega = 0,2$ у співвідношенні $223,7 \text{ см}^3$ та $52,1 \text{ см}^3$ відповідно.

Таблиця 4.1 - Густина розчинів деяких кислот, лугів при 15⁰С (в г/см³).

| Речовина С, % | H ₂ SO ₄ | HCl | KOH | NaOH | Речовина С, % | H ₂ SO ₄ | HCl | KOH | NaOH |
|------------------|--------------------------------|-------|-------|-------|------------------|--------------------------------|-------|-------|-------|
| 2 | 1,013 | 1,009 | 1,016 | 1,023 | 22 | 1,158 | 1,110 | 1,196 | 1,247 |
| 4 | 1,027 | 1,019 | 1,033 | 1,046 | 24 | 1,174 | 1,121 | 1,217 | 1,268 |
| 6 | 1,040 | 1,029 | 1,048 | 1,069 | 26 | 1,190 | 1,132 | 1,240 | 1,289 |
| 8 | 1,055 | 1,039 | 1,065 | 1,092 | 28 | 1,205 | 1,142 | 1,263 | 1,310 |
| 10 | 1,069 | 1,049 | 1,082 | 1,115 | 30 | 1,224 | 1,152 | 1,286 | 1,332 |
| 12 | 1,083 | 1,059 | 1,100 | 1,137 | 32 | 1,238 | 1,163 | 1,310 | 1,352 |
| 14 | 1,098 | 1,069 | 1,118 | 1,159 | 34 | 1,255 | 1,173 | 1,334 | 1,374 |
| 16 | 1,112 | 1,079 | 1,137 | 1,181 | 36 | 1,273 | 1,183 | 1,358 | 1,395 |
| 18 | 1,127 | 1,083 | 1,156 | 1,213 | 38 | 1,290 | 1,194 | 1,384 | 1,416 |
| 20 | 1,143 | 1,100 | 1,176 | 1,225 | 40 | 1,307 | - | 1,411 | 1,437 |

4.3 Експериментальна частина

Мета роботи:

- визначити молярні концентрації еквівалентів розчинів хлороводневої кислоти та гідроксиду натрію;
- оволодіти навичками титрування розчинів;
- засвоїти методи розрахунків концентрацій розчинів.

Устаткування та реактиви: стандартні розчини гідроксиду натрію та хлороводневої кислоти (0,1н; 0,05н); задачі для визначення концентрацій NaOH, HCl; індикатори метилоранж та фенолфталеїн; піпетки на 10 мл; бюретки (2); штативи; конічні колби; воронка; ареометр; аркуш білого паперу.

4.3.1 Сутність методу

Титриметричний метод визначення концентрації розчинів передбачає додання до розчину речовини “А” невідомої концентрації *стандартного* розчину речовини “В”.

Титрований розчин речовини “В” додають поступово поки його кількість не стане еквівалентна кількості речовини “А”. **Точку еквівалентності** визначають за зовнішніми ознаками: зміною кольору розчинів; зміною кольору доданого індикатора; появою осаду та інш. При цьому точно фіксують об’єми речовин.

Розрахунок невідомої концентрації розчину (А) проводять за виразом закону еквівалентів для розчинів

$$C_{H1} \cdot V_1 = C_{H2} \cdot V_2$$

де $C_H = C_{\text{екв}}$ розчинів, а V_1 та V_2 відповідні їм об’єми.

4.3.2 Порядок виконання роботи

Дослід 1. Визначення концентрації розчину гідроксиду натрію.

Складають прилад для досліду. Закріплюють бюретку у штативі. Перед заповненням бюретки стандартним розчином хлороводневої (соляної) кислоти, відповідної концентрації, слід ополоснути її даним розчином. Після чого заповнити бюретку вказаною кислотою.

У викладача отримують задачу – розчин єдкого натру невідомої концентрації.

За допомогою піпетки наливають у конічну колбу $NaOH$ об'ємом 10 мл невідомої концентрації, приливають 1-2 краплі метилоранжу. Записують рівень соляної кислоти у бюретці. Під бюретку підкладають аркуш білого паперу і ставлять на нього конічну колбу з розчином лугу. Обережно відкривають кран бюретки і починають краплями приливати розчин кислоти з бюретки. Коли з'являється рожеве забарвлення рідину перемішують коливальними рухами руки і знову по краплям додають розчин HCl , поки слабо рожеве забарвлення залишиться сталим. Після закінчення реакції кран бюретки закривають і за шкалою бюретки встановлюють об'єм розчину HCl , який витрачено на нейтралізацію лугу. Титрування повторюють тричі, зміна забарвлення відбувається від жовтого до червоного. По середньому результату об'єма визначають молярну концентрацію еквівалента (нормальність) лугу.

Для обчислювання масової частки $NaOH$ необхідно визначити її густину за допомогою ареометра. Для цього у чистий сухий циліндр приливають луг, занурюють у нього ареометр. За шкалою ареометра, по нижньому меніску визначають густину лугу. Одержані та обчислені дані заносять у таблицю. Концентрацію дослідженого розчину визначити в молях на 1л (C_M), в молях на 1000 г (C_m); в масових частках та за титром (Т).

В разі використання фенолфталеїну як індикатора у розчині лугу, він має малинове забарвлення. У еквівалентній точці, коли молярна концентрація еквівалента лугу дорівнює молярній концентрації еквівалента кислоти, забарвлення зникає.

Дослід 2. Визначення концентрації хлоровидної кислоти.

Отримати у викладача задачу – розчин хлороводневої кислоти невідомої концентрації.

Підготувати, як у першому досліді, бюретку, яку заповнити титрованим розчином гідроксиду натрію.

В 3 конічні колби налити по 10 мл задачі-розчину хлороводневої кислоти. У кожену колбу додати по 1-2 краплі розчину фенолфталеїну, колір розчину не змінюється. Титрування проводити як в першому досліді,

поступово додаючи по краплям розчин гідроксиду натрію та ретельно перемішуючи.

В точці еквівалентності після додання останньої краплі $NaOH$ виникає малинове забарвлення, яке не зникає. Заміряти точний об'єм.

Результати титрування занести у таблицю та по середньому значенню визначити концентрацію розчину HCl .

Таблиця 4.2 - Таблиця експериментальних та обчислюваних даних

| Об'єм лугу, V , мл | Об'єм кислоти, V , мл | Конц. кислоти, $C_{екв}$, моль/л | Конц. лугу $C_{екв}$, моль/л | Густина лугу (кислота) ρ г/см ³ | Маса речовини m , г/л | Масова доля речовини ω | Молярна конц. речо- вини C_m , моль/дм ³ | Молярна конц. речовини C_m , моль/кг | Титр. розчину |
|-------------------------|----------------------------|--------------------------------------|----------------------------------|--|----------------------------|----------------------------------|--|---|------------------|
| 10 | | | | | | | | | |
| 10 | | | | | | | | | |
| 10 | | | | | | | | | |
| | 10 | | | | | | | | |
| | 10 | | | | | | | | |
| | 10 | | | | | | | | |

Обробка та аналіз експериментальних даних

1. Визначити молярну концентрацію еквівалента речовини

$$C_{H_k} \cdot V_k = C_{N_l} \cdot V_l$$

2. Визначити масу речовини у розчині.

$$C_n = C_{екв} = \frac{m}{M_{екв} \cdot V}; \quad m = C_{екв} \cdot M_{екв} \cdot V$$

3. Визначити масову долю речовини у розчині

$$\omega = \frac{m}{\rho \cdot V}$$

4. Визначити молярну концентрацію речовини

$$C_M = \frac{m}{M \cdot V}, \text{ моль/л}$$

5. Визначити молярну концентрацію розчину речовини.

$$C_m = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_s}, \text{ моль/кг}$$

6. Визначити титр розчину речовини

$$T = \frac{C_m \cdot M}{1000} = \frac{C_{екв} \cdot M_{екв}}{1000}, \text{ г/мл.}$$

Висновок

Зробити висновок відповідно отриманим результатам.

4.3.3 Запитання до самоконтролю та задачі

1. Дати визначення розчинам. Які бувають розчини за агрегатним станом? Навести приклади.
2. Що таке розчинність речовини? Як визначають розчини за розчинністю?
3. Що таке концентрація розчинів? Які групи засобів їх визначення?
4. Масові концентрації розчинів, їх математичні вирази та одиниці вимірювання.
5. Об'ємні концентрації розчинів, їх математичні вирази та одиниці вимірювання.
6. Закон дії мас для розчинів, його математичний вираз.
7. Математичні вирази для перерахунку концентрацій.
8. Правило змішування розчинів, визначення мас та об'ємів розчинів різною концентрації за «правилом хреста».
9. Визначити який об'єм гідроксиду натрію з масовою часткою 0,2 та густиною $1,22 \text{ г/см}^3$ потрібен для нейтралізації 100 мл 0,5н розчину сірчаної кислоти?
10. Які об'єми 3М та 5М розчинів хлороводневої кислоти потрібно змішати, щоб одержати 600 мл 4М розчину?
11. Для нейтралізації 30 мл 0,1н розчину луку витрачено 12 мл кислоти. Визначити молярну концентрацію еквівалента кислоти.
12. Визначити який об'єм концентрованої хлороводневої кислоти густиною $1,18 \text{ г/см}^3$, що містить 36,5% (мас) HCl потрібен для нейтралізації 500 мл 0,2н розчину гідроксиду калію?

13. На нейтралізацію 20 мл 0,1 н розчину кислоти витрачено 8мл розчину гідроксиду натрію. Скільки грамів $NaOH$ містить 1л цього розчину?

14. На нейтралізацію 40 мл лугу пішло 24 мл 0,5 н розчину сірчаної кислоти. Визначити молярну концентрацію еквівалента лугу.

15. Для нейтралізації розчину, який містить 2,25 г кислоти потрібно 25 мл 2н розчину лугу. Визначите молярну масу еквіваленту кислоти.

16. На нейтралізацію 20 мл розчину, який містить 12 г лугу у одному літрі розчину, витрачено 24 мл 0,25 н розчину кислоти. Визначити молярну масу лугу.

ЛІТЕРАТУРА

Основна

1. Глинка Н.Л. Общая химия. -Л.: Химия, 1988. – 704 с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1988. – 272 с.
3. Бутенко А.И., Булавин В.І., Ярошок Т.П. та ін. Загальна хімія. – Київ, 1997, - 392 с.
4. Романова Н.В. Загальна хімія. – Київ: Перун, 1998. – 480 с.
5. Киреев В.А. Краткий курс физической химии. – М.: Химия, 1978. – 482 с.
6. Коровин Н.В. Общая химия: учеб пособие для вузов. М.: Высшая школа, 2000.

Додаткова

1. Дей К., Селбин Д. Теоретическая неорганическая химия. Изд-е 3-е. – М.: Химия, 1976. – 654 с.
2. Ахметов Н.С. Неорганическая химия. Изд-е 2-е. – М.: Высшая школа, 1975. – 640 с.
3. Лидин Р.А., Аликберова Л.Ю., Логинова Г.П. Неорганическая химия в вопросах. – М.: Химия, 1991. – 256 с.