

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ «ЧЕРНІГІВСЬКА ПОЛІТЕХНІКА»

ХІМІЯ В ХАРЧОВИХ ТЕХНОЛОГІЯХ.
МОДУЛЬ 3 «ФІЗИЧНА ТА КОЛОЇДНА ХІМІЯ»

Методичні вказівки
до виконання лабораторних робіт та самостійної роботи
для здобувачів вищої освіти за освітньо-професійною програмою
«Харчові технології та інженерія» (освітній ступінь бакалавр)
всіх форм навчання

Обговорено і рекомендовано
на засіданні кафедри харчових технологій
Протокол № 1 від 30.09.2022 р

Чернігів 2022

Хімія в харчових технологіях. Модуль 3 «Фізична та колоїдна хімія»:
Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт та самостійної роботи для здобувачів вищої освіти за освітньо-професійною програмою «Харчові технології та інженерія» (освітній ступінь бакалавр) всіх форм навчання / Укл.:
Замай Ж.В.- Чернігів: НУ «Чернігівська політехніка», 2022.- 51 с.

Укладач:

Замай Жанна Василівна,
*кандидат технічних наук, доцент, доцент
кафедри харчових технологій Національного
університету «Чернігівська політехніка»*

*Відповідальний
за випуск:*

Хребтань Олена Борисівна,
*завідувач кафедри харчових технологій
Національного університету «Чернігівська
політехніка», кандидат технічних наук*

Рецензент:

Гуменюк О.Л., кандидат хімічних наук, доцент
*кафедри харчових технологій Національного
університету «Чернігівська політехніка»*

ЗМІСТ

ВСТУП.....	4
1 САМОСТІЙНА РОБОТА. ПЕРШИЙ ТА ДРУГИЙ ЗАКОНИ ТЕРМОДИНАМІКИ. ТЕРМОДИНАМІЧНІ РОЗРАХУНКИ.....	5
2 САМОСТІЙНА РОБОТА РОЗРАХУНОК ШВИДКОСТІ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ. ПРАВИЛО ВАНТ ГОФФА. ПРИНЦИП ЛЕ ШАТЕЛЬЄ.....	14
3 ЛАБОРАТОРНА РОБОТА ВИВЧЕННЯ КІНЕТИКИ ПРОЦЕСІВ НАБУХАННЯ ВИСОКОМОЛЕКУЛЯРНИХ СПОЛУК	25
4 ЛАБОРАТОРНА РОБОТА. МЕТОДИ ОДЕРЖАННЯ ТА КОАГУЛЯЦІЯ КОЛОЇДНИХ СИСТЕМ	39
СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ.....	48
ДОДАТОК А.....	49

ВСТУП

Фізична та колоїдна хімія – наука, що пояснює хімічні явища і встановлює їхні закономірності на основі загальних принципів фізики та хімії. Вона охоплює питання теорії хімічних процесів і розглядає вплив фізичних параметрів на хімічні перетворення і фізичні властивості речовин.

Предметом дисципліни Хімія в харчових технологіях. Модуль 3 *Фізична та колоїдна хімія* є вивчення законів перебіг хімічних процесіву часі, теплових ефектів, що їх супроводжують, законів хімічної рівноваги та вивчення дисперсного стану речовини, поверхневих явищ в дисперсних системах, ролі цих явищ у визначенні фізико-хімічних властивостей колоїдних розчинів. *Фізична та колоїдна хімія* є базою для всіх технологічних дисциплін.

Мета дисципліни – навчити студентів розуміти основи фізико-хімічних процесів, що відбуваються при одержанні харчових продуктів та в технології харчування, а також використовувати класичні та нові фізико-хімічні методи дослідження структури та властивостей речовин для характеристики технологічних процесів у харчовій промисловості.

Одним з основних завдань підготовки бакалавра з харчових технологій є навчання їх розв'язувати завдання ефективного керування виробництвом, прогнозувати перебіг і результат процесу, а також зміну умов, щоб процес відбувався у бажаному напрямі з найменшими витратами.

Лабораторні роботи виконуються при вивченні відповідної теми, що сприяє кращому засвоєнню теоретичного матеріалу і надає можливість студентам ознайомитися з фізико-хімічними процесами, які лежать в основі одержання та дослідження складу і властивостей продуктів харчування, необхідними приладами, методикою проведення лабораторних досліджень та навчитися самостійно аналізувати системи і виконувати необхідні розрахунки.

Для самостійної підготовки студентів передбачені теоретичні відомості на початку кожної лабораторної роботи та контрольні питання .

1 САМОСТІЙНА РОБОТА. ПЕРШИЙ ТА ДРУГИЙ ЗАКОНИ ТЕРМОДИНАМІКИ. ТЕРМОДИНАМІЧНІ РОЗРАХУНКИ

1.1. Мета роботи: навчитися проводити термодинамічні розрахунки за рівняннями хімічних реакцій.

1.2 Теоретичні відомості

Хімічна термодинаміка – один з найважливіших розділів хімічної науки. Вона вивчає *енергетичні зміни*, які супроводжують хімічні процеси. Знання хімічної термодинаміки дозволяє з'ясувати *можливість самочинного перебіг процесу*, а також визначити *теплоту процесу* та *роботу*, яку виконує система. Для зручності розглядання процесу Всесвіт поділяють на *систему* та *навколишнє середовище*. Термодинамічною системою називають частину світу, яка відокремлена від навколишнього середовища дійсними або умовними межами і в якій розглядається перебіг якогось процесу. Розрізняють такі системи:

- ізолювані* (нема обміну енергією та речовиною);
- замкнені* (нема обміну речовиною, є обмін енергією);
- відкриті* (є обмін речовиною та енергією).

У хімічній термодинаміці користуються *термодинамічними функціями* (характеристиками), які дають змогу охарактеризувати стан системи і зміни, що відбуваються в ній. Серед останніх важливе значення для хіміків мають *внутрішня енергія U , ентальпія H , ентропія S , енергія Гіббса G* тощо.

Важливим первинним поняттям хімічної термодинаміки є *внутрішня енергія (U)*. Під внутрішньою енергією системи U слід розуміти загальний її запас, тобто енергію поступального й обертального руху молекул, енергію внутрішньомолекулярних коливань атомів і атомних груп, енергію руху електронів в атомах, внутрішньоядерну енергію, тобто усі види енергії, крім кінетичної і потенціальної енергії системи вцілому. Формами передачі енергії є *теплота (Q) і робота (A)*. Під величиною A розуміють роботу, що протидіє всім силам, які діють на систему (зовнішній тиск, електричне і магнітне поля, тощо).

Хімічні процеси відбуваються з виділенням або поглинанням теплоти. Реакції, що відбуваються з виділенням теплоти, називають *екзотермічними*, а реакції, під час перебігу яких теплота поглинається,— *ендотермічними*. Один з фундаментальних законів природи – *закон збереження енергії (перший закон термодинаміки)*:

Енергія не зникає і не утворюється з нічого, вона переходить з однієї форми в іншу в еквівалентних кількостях.

Для ізольованої системи перший закон термодинаміки можна конкретизувати:

Внутрішня енергія ізольованої системи – стала. ($U = \text{const}$, $\Delta U = 0$)

Для замкненої системи така конкретизація буде:

Теплота, що дістається системі, йде на зміну внутрішньої енергії та виконання роботи.

Математичний запис цього положення має вигляд.:

$$Q = \Delta U + A,$$

де $\Delta U = U_{\text{кін}} - U_{\text{почат}}$.

В більшості випадків в якості роботи процесу ми будемо розглядати роботу розширення або стиснення, яка дорівнює: $A = p \Delta V$. В такому випадку рівняння запишеться: $Q = \Delta U + p \Delta V$

При $V = \text{const}$, $\Delta V = 0$, $p \Delta V = 0$,

$$Q_V = \Delta U.$$

Тепловий ефект за сталим об'ємом дорівнює зміні внутрішньої енергії.

При $p = \text{const}$; $Q = \Delta U + p \Delta V = \Delta U + \Delta (p V) = \Delta (U + p V)$.

Позначимо $U + p V = H$ та назвемо цю нову функцію – *ентальпія*.

$$Q_P = \Delta H.$$

Тепловий ефект за сталим тиском дорівнює зміні ентальпії.

Теплові ефекти хімічних процесів вивчає *термохімія*. Теплові ефекти, визначені за температури **25 °C (298,15 K)** і тиску **101 кПа (1 атм)**, називають *стандартними*.

Кількість теплоти, що виділяється або поглинається під час утворення одного моля хімічної сполуки з простих речовин, називається **теплотою (ентальпією) утворення**

Перший закон термохімії: теплота розкладання даної сполуки чисельно дорівнює теплоті її утворення, але має протилежний знак.

Закон Гесса (другий закон термохімії):

Тепловий ефект реакції залежить тільки від початкового та кінцевого станів вихідних речовин та продуктів реакції і не залежить від проміжних стадій процесу.

Перший наслідок з закону Гесса:

Стандартний тепловий ефект реакції дорівнює сумі стандартних теплот утворення продуктів реакції з відніманням суми стандартних теплот утворення вихідних речовин.

$$\Delta H_r^\circ = (\sum \nu \Delta H_f^\circ)_{\text{прод}} - (\sum \nu \Delta H_f^\circ)_{\text{почат}},$$

де ΔH_r° – тепловий ефект реакції (індекс r позначає реакцію – reaction) або позначають $\Delta H_{\text{х.р.}}^\circ$ (х.р.- хімічної реакції);

ΔH_f° – теплота утворення (індекс f позначає утворення – formation);

ν – стехіометричний коефіцієнт.

Другий наслідок з закону Гесса:

Стандартний тепловий ефект реакції дорівнює сумі стандартних теплот згоряння вихідних речовин з відніманням суми стандартних теплот згоряння продуктів реакції.

$$\Delta H_r^\circ = (\sum \nu \Delta H_{\text{comb}}^\circ)_{\text{почат}} - (\sum \nu \Delta H_{\text{comb}}^\circ)_{\text{прод}},$$

де $\Delta H_{\text{comb}}^\circ$ – теплоти згоряння (combustion).

У випадку необхідності визначення ΔU розрахунок проводять за формулою:

$$\Delta U = \Delta H - p \Delta V,$$

де $p = 101,3$ кПа, $\Delta V = V_{\text{кін}} - V_{\text{поч}}$

Другий закон (постулат) термодинаміки:

Неможливий самочинний перехід тепла від більш холодного тіла до більш

теплого.

В хімічній термодинаміці для врахування теплового руху молекул впроваджується нова термодинамічна функція S – **ентропія**. Ентропія є мірою неупорядкованості системи. Формально ентропія впроваджується за формулою:

$$dS = dQ/T$$

де dQ – нескінченно маленька порція теплоти, T – температура.

Розрахунок ΔS аналогічний обчисленню ΔH за законом Гесса. Однак, слід мати на увазі, що для простих тіл $S \neq 0$ (на відміну від ΔH_f°).

$$\Delta S_r^\circ = (\sum \nu S^\circ)_{\text{прод}} - (\sum \nu S^\circ)_{\text{почат}}$$

де S° – абсолютні стандартні ентропії речовин, ν – стехіометричний коефіцієнт.

В ізольованій системі фактор енергії штучно відділено ($\Delta U = 0$), тому напрямок процесу визначається лише ентропією.

В ізольованій системі самочинно можуть відбуватися тільки процеси зі збільшенням ентропії. Тобто умовою можливості перебіг процесу в ізольованій системі є: $\Delta S \geq 0$

Іншими словами, в ізольованій системі процеси відбуваються в бік збільшення безладу. В замкненій системі напрямок процесу визначається двома факторами: енергетичним (ΔU або ΔH) і ентропійним (ΔS). Для врахування обох факторів введено нову термодинамічну функцію – **енергію Гіббса (G)**:

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$$

де H – ентальпія, T – температура, S – ентропія.

В замкненій системі самочинно можуть відбуватись процеси, для яких енергія Гіббса зменшується: $\Delta G < 0$ (при p і $T = \text{const}$).

Розрахунок ΔG аналогічний до обчислення ΔH і ΔS :

$$\Delta G_r^\circ = (\sum \nu \Delta G_f^\circ)_{\text{прод}} - (\sum \nu \Delta G_f^\circ)_{\text{почат}}$$

де ΔG_f° – стандартні енергії Гіббса утворення речовин.

Крім розрахунків за попередньою формулою, зміну енергії Гіббса можна розраховувати (при сталих P і T) за формулою:

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$$

Перебігу процесів сприяють умови $\Delta H < 0$, $T\Delta S > 0$

1.3 Практична частина

1.3.1 Приклади розв'язку типових завдань

1. Визначте тепловий ефект реакції $Al_2O_3 + 3SO_3 = Al_2(SO_4)_3$ за умов: $\Delta H_{утв}$

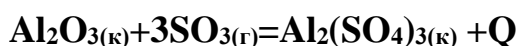
$(Al_2O_{3(к)}) = -1675,0$ кДж/моль

$\Delta H_{утв}(SO_{3(г)}) = -395,2$ кДж/моль

$\Delta H_{утв}(Al_2(SO_4)_{3(к)}) = -3434,0$ кДж/моль

Розв'язання:

Записуємо термохімічне рівняння реакції, в якому вказують агрегатний стан реагуючих речовин, а також значення теплового ефекту



Згідно з наслідком з закону Гесса:

$$\Delta H_{х.р.} = \Delta H_{утв} Al_2(SO_4)_{3(к)} - (\Delta H_{утв} Al_2O_{3(к)} + 3\Delta H_{утв} SO_{3(г)}) = -3434,0 - (-1675,0 - 3 \cdot 395,2) =$$

$-537,4$ кДж - реакція екзотермічна

2. Під час реакції алюмінію з йодом виділилося 77 кДж теплоти. Які маси речовин прореагували? Теплота утворення алюміній йодиду дорівнює $\Delta H_f^\circ = -308$ кДж /моль. Залежністю теплового ефекту реакції від температури знехтувати.

Розв'язання:

Записуємо термохімічне рівняння



Складаємо пропорцію та розв'язуємо її:

При утворенні **1 моль AlI_3** виділяється 308 кДж, а

при утворенні **x моль AlI_3** виділяється 77 кДж енергії;

$$x = 1 \cdot 77 / 308 = 0,25 \text{ моль алюміній йодиду.}$$

На утворення 1 моль алюміній йодиду затрачено 1 моль алюмінію та 3/2 моль йоду, тобто, прореагувало 0,25 моль алюмінію та $0,25 \cdot 3/2 = 0,375$ моль йоду.

Знаходимо їх маси:

$$m(\text{Al})=v \cdot M=0,25 \cdot 27=6,75 \text{ (г)}.$$

$$m(\text{I}_2)=v \cdot M=0,375 \cdot (127 \cdot 2)=95,25 \text{ (г)}.$$

Відповідь: Прореагувало 6,75 г алюмінію та 95,25 г йоду.

3. Обчислити стандартну енергію Гіббса для амоніаку (або зміну енергії Гіббса в реакції утворення амоніаку з простих речовин за стандартних умов), використовуючи відповідні значення $\Delta H^\circ_{\text{утв}}$ та S° . Чи можливий синтез амоніаку за стандартних умов?

Розв'язання:



$$\Delta G^\circ_{\text{утв}} \text{NH}_{3(\text{г})} = \Delta G^\circ_{\text{х.р.}}; \quad \Delta H^\circ_{\text{утв}} \text{NH}_{3(\text{г})} = \Delta H^\circ_{\text{х.р.}}$$

$$\Delta G^\circ_{\text{х.р.}} = \Delta H^\circ_{\text{х.р.}} - T \Delta S^\circ_{\text{х.р.}}$$

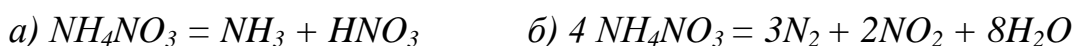
$$\Delta S^\circ_{\text{х.р.}} = S^\circ(\text{NH}_{3(\text{г})}) - 1/2 S^\circ(\text{N}_{2(\text{г})}) - 3/2 S^\circ(\text{H}_{2(\text{г})})$$

$$\Delta G^\circ_{\text{утв}} \text{NH}_{3(\text{г})} = \Delta H^\circ_{\text{утв}}(\text{NH}_{3(\text{г})}) - 298 \cdot (S^\circ(\text{NH}_{3(\text{г})}) - 1/2 S^\circ(\text{N}_{2(\text{г})}) - 3/2 S^\circ(\text{H}_{2(\text{г})})) : 1000 \\ = -46,2 - 0,298(192,6 - 0,5 \cdot 191,5 - 1,5 \cdot 130,5) = -16,7 \text{ (кДж/моль)}.$$

Відповідь: Стандартна енергія Гіббса для амоніаку дорівнює - 16,7 кДж/моль.

Оскільки $\Delta G^\circ_{\text{утв}} \text{NH}_{3(\text{г})} < 0$, то синтез амоніаку з простих речовин за стандартних умов можливий.

4. Визначити, чи можливе самочинне розкладання амоній нітрату згідно з реакціями:



Розв'язання:

Можливість або неможливість самочинного перебігу хімічної реакції визначається знаком величини зміни енергії Гіббса. Якщо $\Delta G^\circ_r < 0$, реакція принципово можлива, якщо $\Delta G^\circ_r > 0$ - неможлива.

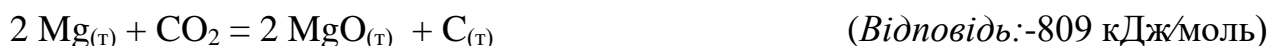
$$a) \Delta_r G^\circ(a) = \Delta_f G^\circ(\text{NH}_3) + \Delta_f G^\circ(\text{HNO}_3) - \Delta_f G^\circ(\text{NH}_4\text{NO}_3) = \\ = -16,7 - 79,9 - (-183,9) = 87,3 \text{ кДж}.$$

$$б) \Delta_r G^\circ(б) = 3\Delta_f G^\circ(\text{N}_2) + 2\Delta_f G^\circ(\text{NO}_2) + 8\Delta_f G^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(г)}) - 4\Delta_f G^\circ(\text{NH}_4\text{NO}_3) = \\ = 3 \times 0 + 2 \times 52,3 + 8 \times (-228,6) - 4 \times (-183,9) = -1068,6 \text{ кДж}.$$

Відповідь: можливий самочинний перебіг реакції (б).

1.3.2 Розрахункові завдання

1. За даними стандартними ентальпіями утворення (Додаток А), визначте $\Delta H^\circ_{\text{х.р.}}$, що перебігають за рівняннями:

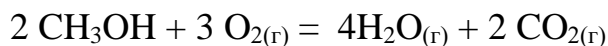
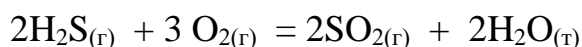
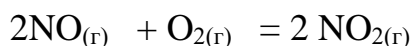
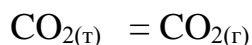




2. За даними в таблиці стандартними ентропіями, визначте ΔS° х.р., що відбуваються за рівняннями:



3. Не виконуючи розрахунків передбачте знак ΔS° х.р. наступних процесів:



4. За даними в таблиці стандартними енергіями Гіббса утворення, визначте ΔG° х.р., що перебігає за рівняннями:

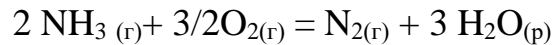


5. В результаті згоряння одного моля рідкого бензену з утворенням рідкої води виділяється 3270 кДж теплоти. Визначте стандартну теплоту утворення бензену (Відповідь: 54 кДж/моль).

6. Теплота спалювання пропану до рідкої води за стандартних умов дорівнює -220 кДж/моль. Визначте стандартну теплоту утворення пропану (Відповідь: -2103 кДж/моль).

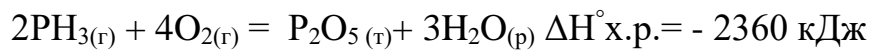
7. В результаті відновлення 12,7 г купрум (II) оксиду вугіллям, з утворенням $\text{CO}_{(г)}$, поглинулось 8,24 кДж теплоти. Визначте ΔH_f° (CuO) (Відповідь: -58.5 кДж/моль).

8. Реакція окиснення амоніаку відбувається за рівнянням:



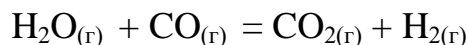
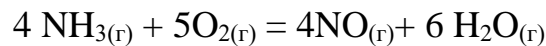
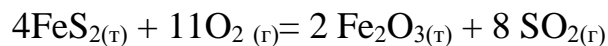
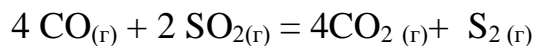
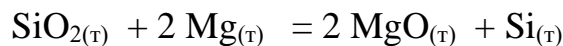
При утворенні 2,24 л (н.у.) азоту виділяється 76,45 кДж теплоти. Визначте ΔH_f° (NH_3), тепловий ефект хімічної реакції. (Відповідь: -46,75 кДж/моль; -764.5 кДж/моль)

9. Визначте стандартну ентальпію утворення фосфіну, виходячи з термохімічного рівняння:



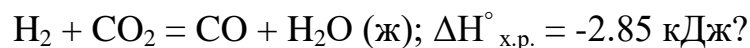
(Відповідь: 5 кДж/моль)

10. За другим законом термодинаміки визначити можливість перебігу наступних реакцій за стандартних умов:



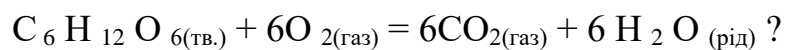
11. В результаті сполучання 2,1 г заліза з сіркою виділилось 3,77 кДж теплоти. Визначте теплоту утворення ферум сульфїду (Відповідь: 125,6 кДж/моль).

12. Чим можна пояснити, що за стандартних умов неможлива екзотермічна реакція



13. Розрахувати стандартну ентальпію утворення метилового спирту CH_3OH , якщо відомо, що при згорянні 48 г його виділилось 958 кДж теплоти (вода утворюється у вигляді пари).

14. Яка із двох можливих реакцій, що проходять при розкладанні глюкози, дає більше енергії



15. Скільки теплоти виділиться в результаті повного перетворення 82 кг етилового спирту $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ в ацетатну кислоту за реакцією:



2 САМОСТІЙНА РОБОТА

РОЗРАХУНОК ШВИДКОСТІ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ. ПРАВИЛО ВАНТ ГОФФА. ПРИНЦИП ЛЕ ШАТЕЛЬЄ

2.1. Мета роботи: навчитися проводити розрахунок швидкості хімічних реакцій; визначати напрямок зміщення хімічної рівноваги в результаті зміни зовнішніх факторів

2.2. Теоретичні відомості

Розділ фізичної хімії, що вивчає швидкість перебігу різних хімічних реакцій, називається *хімічною кінетикою*. Одним з основних понять хімічної кінетики є швидкість хімічної реакції.

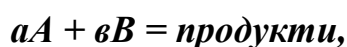
Швидкість гомогенної реакції визначається зміною кількості будь-якої з вихідних речовин або кінцевих продуктів реакції за одиницю часу, віднесена до одиниці об'єму.

Швидкість гомогенної реакції визначається зміною концентрації будь-якої з вихідних речовин або кінцевих продуктів реакції за одиницю часу

Швидкість хімічної реакції залежить від *природи реагуючих речовин, їх концентрації, температури, а також від наявності каталізатора* тощо.

Закон дії мас: Швидкість хімічної реакції за сталої температури прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у ступенях, що дорівнюють їхнім стехіометричним коефіцієнтам.

Для реакції:



(де *a* і *b* стехіометричні коефіцієнти),

швидкість реакції описується *кінетичним рівнянням*:

$$v = k c_A^a c_B^b,$$

де, *k*—коефіцієнт пропорційності, що називається *константою швидкості* реакції. Константа швидкості реакції не залежить від концентрацій реагуючих речовин, але залежить від природи речовин, наявності каталізатора і температури. Константа швидкості відповідає швидкості реакції при концентрацій реагуючих речовин, що дорівнюють 1 моль/л (якщо *C*=1, то *v* = *k*)

Закон дії мас справедливий для простіших реакцій. Для складних (багатостадійних) реакцій показники ступеня не дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам, їх треба визначати експериментально. В такому випадку визначені показники ступеня називають **порядком реакції**.

Правило **Вант-Гоффа**:

При підвищенні температури системи на кожні 10 градусів швидкість більшості реакцій зростає в 2—4 рази.

$$V_{T+10}/V_T = \gamma = 2-4;$$

якщо температура змінюється не на 10 К, то користуються рівнянням:

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

де γ – температурний коефіцієнт швидкості хімічної реакції.

Правило Вант-Гоффа є наближеним правилом, використання його обмежене помірними температурами.

Більш точно залежність швидкості реакції від температури описується емпіричним **рівнянням Арреніуса**:

$$k = A \times e^{-E_{акт}/(RT)},$$

де k – константа швидкості реакції, A – константа для кожної реакції, e – основа натурального логарифма, $E_{акт}$ – енергія активації, R – газова стала, T – абсолютна температура.

Енергія активації – це надлишкова енергія в порівнянні з середньою, яку повинні мати реагуючі частинки, щоб їхні зіткнення спричинили хімічні взаємодії:

$$E_{акт} = E^* - E_{сер}.$$

Енергія активації залежить від природи реагуючих речовин та присутності каталізатора.

Речовини, які прискорюють швидкість реакції, але не витрачаються в результаті її перебігу, називаються **каталізаторами** (позитивними каталізаторами). Речовини, які сповільнюють швидкість реакції, називаються **інгібіторами** (негативними каталізаторами).

Формально вплив каталізатора на швидкість реакції визначається рівнянням Арреніуса. Але, на відміну від використання цього рівняння в попередньому прикладі, температура буде сталою, а змінюється енергія активації.

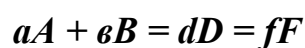
Ланцюговими називаються реакції, які включають велику кількість стадій, що відбуваються послідовно. Здійснення цих реакцій зумовлене наявністю вільних радикалів, які перетворюють неактивні молекули на активні. (Вільні радикали – це частки, які мають неспаровані електрони; більшість вільних радикалів дуже реакційно здатні і не можуть накопичуватися в значних кількостях).

Стан системи реагуючих речовин (оборотної реакції), за яким швидкості прямої та зворотної реакцій стають однаковими, називається **хімічною рівновагою**.

В стані хімічної рівноваги кількості вихідних речовин і продуктів реакції не змінюються, оскільки реакція відбувається в обох напрямках з однаковими швидкостями. Ось чому стан хімічної рівноваги має рухомий, динамічний характер.

З точки зору хімічної термодинаміки **в стані хімічної рівноваги енергія Гіббса системи має найменше значення**.

Кількісною характеристикою хімічної рівноваги є її константа. Для реакції:



$$K = \frac{[D]^d \cdot [F]^f}{[A]^a \cdot [B]^b},$$

де [] позначають рівноважну молярну концентрацію.

Константа хімічної рівноваги визначає глибину перебігу процесу в момент досягнення стану рівноваги. За допомогою константи рівноваги можна обчислювати рівноважні концентрації речовин, що беруть участь в реакції.

Термодинаміка дає універсальне співвідношення між стандартною зміною енергії Гіббса і величиною константи хімічної рівноваги:

$$\Delta G^0 = -RT \ln K.$$

Принцип Ле–Шательє (принцип рухомої (динамічної)) рівноваги:

Якщо на систему, що перебуває у стані рівноваги, подіяти ззовні, то в системі відбуватимуться зміни, що послаблюють або знищують цю дію.

Вплив концентрації на стан рівноваги.

Згідно з принципом Ле–Шательє, введення в систему, що перебуває в стані рівноваги, додаткової кількості будь-якої з реагуючих речовин викликає зміщення рівноваги у тому напрямку, в якому її концентрація зменшується

Вплив тиску на стан рівноваги.

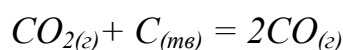
Згідно з принципом Ле Шательє, підвищення тиску зумовлює зміщення хімічної рівноваги в напрямку процесу, який супроводжується зменшенням об'єму, а зниження тиску — викликає зміщення рівноваги у протилежний бік.

Вплив температури на стан рівноваги.

Згідно з принципом Ле–Шательє, під час нагрівання системи, що перебуває в стані рівноваги, остання зміщується в бік того з двох протилежноспрямованих процесів, який супроводжується поглинанням теплоти.

Рівновага в гетерогенних системах

Для гетерогенних реакцій у вираз константи рівноваги, аналогічно до виразу закону дії мас, входять концентрації тільки тих речовин, які перебувають у газовій або рідкій фазі. Тому для реакції



вираз константи хімічної рівноваги запишеться так:

$$K = [CO]^2 / [CO_2].$$

Концентрація вуглецю (тверда речовина) не входить до виразу константи хімічної рівноваги тому, що це стала величина.

Фазова рівновага

Фазою називається сукупність всіх однорідних частин системи, що мають однаковий склад і однакові властивості та відділені від інших частин системи поверхнею поділу.

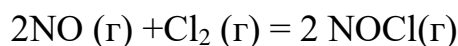
Гетерогенні рівноваги – для процесів переходу речовин з однієї фази в іншу, що не супроводжуються зміною хімічного складу речовин, називаються **фазовими рівновагами**.

Речовини можуть існувати в трьох агрегатних станах: газоподібному, рідкому та твердому. Кожний агрегатний стан однієї речовини складає окрему фазу. Між різними агрегатними станами однієї речовини через деякий час може встановитися рівновага.

2.3. Практична частина

2.3.1. Приклади розв'язування типових задач

1. У скільки разів збільшиться чи зменшиться швидкість реакції



а) за підвищення концентрації нітроген монооксиду втричі ?

б) за зниження тиску газів удвічі?

Розв'язання:

Записуємо кінетичне рівняння для реакції:

$$v = k [\text{NO}]^2 \cdot [\text{Cl}_2].$$

Збільшення концентрації NO втричі призведе до зростання швидкості реакції у $3^2=9$ разів. У випадку зменшення тиску удвічі так само зменшиться кількість речовини кожного газу в одиниці об'єму, тобто концентрація. Отже, швидкість реакції зменшиться в $2^2 \cdot 2 = 8$ разів.

Відповідь: Швидкість реакції: а) збільшиться у 9 разів;

б) зменшиться у 8 разів.

2. Для реакції, яка відбувається за рівнянням $2\text{A}_{2(\text{г})} + \text{B}_{2(\text{г})} = 2\text{A}_2\text{B}_{(\text{г})}$ константа швидкості дорівнює 0,45 при 298 К. Визначте швидкість цієї реакції для концентрацій речовин: $[\text{A}_2] = 2$ моль/л;

$$[\text{B}_2] = 0,7 \text{ моль/л}$$

Розв'язання:

Вираз швидкості реакції $v = k[\text{A}_2]^2 \cdot [\text{B}_2]$ Підставляємо значення константи та концентрацій в нього : $v = 0.45 \cdot 2^2 \cdot 0,7 = 1.26$ моль/л·с

3. Для реакції, яка відбувається за рівнянням $2A_{2(r)} + B_{2(r)} = 2A_2B_{(r)}$ константа швидкості дорівнює 0,45 за $T=298$ К. Визначте швидкість цієї реакції за умов збільшення тиску у системі в 2 рази.

Розв'язання:

Збільшення тиску у системі в 2 рази рівнозначно зменшенню об'єму системи також в 2 рази, а це, відповідно, збільшенню концентрації реагуючих речовин-газів в 2 рази.

За законом діючих мас концентрація A_2 піднесена в квадрат, означає її збільшення у 2 рази збільшить швидкість реакції у 4 рази, а підвищення концентрації B_2 в 2 рази призведе ще до збільшення швидкості в 2 рази. Всього швидкість збільшиться в 8 разів.

4. Хімічна реакція відбувається з температурним коефіцієнтом 2. У скільки разів збільшиться швидкість реакції, якщо температура підвищиться на 30°C .

Розв'язання:

За правилом Вант-Гоффа $V_{t2}/V_{t1} = \gamma^{\Delta t/10}$

Отже, $V_{t2}/V_{t1} = 2^3 = 8$.

5. За підвищення температури на 40°C швидкість реакції збільшилась в 25 разів. Знайти температурний коефіцієнт швидкості реакції та визначити, у скільки разів зменшиться швидкість реакції при зниженні температури на 15°C .

Розв'язання:

Визначаємо температурний коефіцієнт швидкості реакції, виходячи з правила Вант-Гоффа:

$$V_{t2}/V_{t1} = \gamma^{\Delta t/10}$$

Спочатку запишемо значення $\gamma^{\Delta t/10} = \gamma^{40/10} = \gamma^4$; за умовою задачі відношення V_{t2}/V_{t1} дорівнює 25, тобто:

$$\gamma^4 = 25, \text{ тоді } \gamma = 25^{1/4} = 2,24.$$

За зниження температури на 15°C швидкість реакції зменшиться у

$$V_{t2}/V_{t1} = \gamma^{\Delta t/10} = 2,24^{15/10} = 2,24^{1,5} = 3,35 \text{ рази.}$$

Відповідь: Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2,24.
Швидкість реакції зменшиться у 3,35 раза.

6. Як зросте швидкість реакції при підвищенні температури з 400 до 450К, якщо відомо, що енергія активації цієї реакції дорівнює 300 кДж/моль?

Розв'язання:

Запишемо рівняння Арреніуса для двох температур.

$$k_{400} = A \times e^{-E(\text{акт})/(R \cdot 400)}, \quad k_{450} = A \times e^{-E(\text{акт})/(R \cdot 450)},$$

При однакових концентраціях відношення швидкостей реакцій буде дорівнювати відношенню констант швидкості:

$$V_{450}/V_{400} = k_{450} / k_{400} = e^{-E(\text{акт})/R (1/450 - 1/400)}$$

Після логарифмування будемо мати:

$$\ln(k_{450} / k_{400}) = (-300000/8.314) \cdot (1/450 - 1/400) = 10,02$$

$$k_{450} / k_{400} = 22471$$

7. Введення каталізатора при $T=300$ К підвищило швидкість реакції в 100 разів. Як каталізатор змінив енергію активації?

Розв'язання:

Запишемо рівняння Арреніуса для випадку відсутності каталізатора (1) та його наявності (2)

$$k_1 = A \times e^{-E_1/(RT)}; \quad k_2 = A \times e^{-E_2/(RT)};$$

$$k_2 / k_1 = e^{(E_1 - E_2)/(RT)};$$

$$\ln(k_2 / k_1) = (E_1 - E_2)/(RT);$$

$$(E_1 - E_2) = RT \ln(k_2 / k_1) = 8,314 \cdot 300 \ln(100) = 11482 \text{ Дж/моль} = 11,482 \text{ кДж/моль}.$$

8. В системі $A_{(г)} + 2B_{(г)} = C_{(г)}$ рівноважні концентрації дорівнюють:
 $[A]_p = 0,06$ моль/л; $[B]_p = 0,12$ моль/л; $[C]_p = 0,216$ моль/л.

Знайти константу рівноваги реакції та вихідні концентрації речовин А і В.

Розв'язання:

Константа рівноваги даної реакції виражається рівнянням:

$$K_c = [C] / [A][B]^2 = 0,216 / 0,06 \cdot (0,12)^2 = 2,5.$$

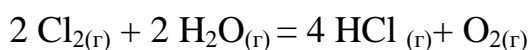
Для знаходження вихідних концентрацій А та В врахуємо, що згідно з рівнянням реакції, з 1 моля А та 2 моль В утворюється 1 моль С. Оскільки за умовою задачі в кожному літрі системи утворилось 0,216 моль речовини С, то при цьому було використано 0,216 моля А та $0,216 \cdot 2 = 0,432$ моля В. Таким чином, вихідні концентрації дорівнюють сумі рівноважних концентрацій та тих, що було використано до моменту початку рівноваги:

$$[A]_{\text{вих}} = 0,06 + 0,216 = 0,276 \text{ моль/л}$$

$$[B]_{\text{вих}} = 0,12 + 0,432 = 0,552 \text{ моль/л.}$$

Відповідь: константа рівноваги реакції-2,5; $C_{A \text{ вих}} = 0,276$ моль/л, $C_{B \text{ вих}} = 0,552$ моль/л.

9. Визначити концентрації речовин реакції



в момент, коли прореагувало 20% хлору, а вихідні концентрації речовин були : $[\text{Cl}_2] = 2$ моль/л; $[\text{H}_2\text{O}] = 4$ моль/л; $[\text{HCl}] = 1$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0$.

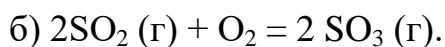
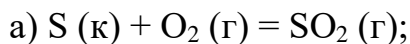
Розв'язання:

Визначаємо скільки хлору прореагувало: $[\text{Cl}_2]_{\text{прореаг.}} = 2 \cdot 0,2 = 0,4$ моль/л. Тоді прореагувало води теж 0,4 моль/л, утворилось HCl в 2 рази більше, тобто 0,8 моль/л, а кисню – в 2 рази менше, тобто 0,2 моль/л. Далі концентрації вихідних речовин, на момент коли прореагувало 20% речовини хлору, визначають відніманням від вихідної концентрації концентрації, які прореагували, а для кінцевих продуктів, навпаки, до вихідної додають те, що утворилось. Для запропонованих умов складемо таблицку, підписуючи значення концентрацій під відповідними речовинами:

2 Cl _{2(г)} + 2 H ₂ O _(г) = 4 HCl _(г) + O _{2(г)}				
Концентрації, моль/л				
Вихідні	2	4	1	0
Прореаговані або утворені	0,4	0,4		
			0,8	0,2
Рівноважні, чи на момент часу	1,6	3,6	1,8	0,2

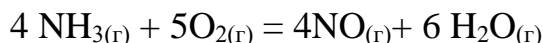
2.3.2. Розрахункові завдання

1. Окислення Сульфуру та його діоксиду перебігає за рівнянням:



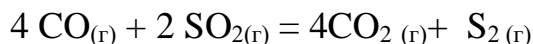
Як зміниться швидкість цих реакцій, якщо об'єми кожної із систем зменшити в 4 рази?

2. Напишіть вираз для константи рівноваги системи



Як зміниться швидкість прямої реакції – горіння амоніаку, якщо збільшити концентрацію кисню в 3 рази?

3. Знайдіть константу рівноваги реакції



Якщо вихідна концентрація CO становила 0,08 моль / л, SO_2 -0,06 моль/л, а до моменту рівноваги прореагувало 40% CO?

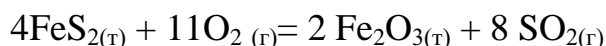
4. Визначте зміну швидкості в реакції, якщо температура змінюється від 20 до 35 °С, а температурний коефіцієнт $\gamma=2$.

5. Визначте зміну швидкості в реакції, якщо температура змінюється від 40 до 25 °С, а температурний коефіцієнт $\gamma=3$.

6. Як необхідно змінити температуру в реакції, щоб за температурного коефіцієнта $\gamma=3$ швидкість реакції збільшилась в разів, або зменшилась в 5 разів?

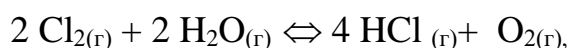
7. Хімічна реакція з температурним коефіцієнтом $\gamma=2$, за температури 20 °С відбувається за 13 хвилин. За скільки хвилин ця реакція закінчиться за температури 50 °С.

8. Визначити концентрації речовин реакції



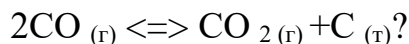
в момент, коли прореагувало 40% кисню, якщо його вихідна концентрація була 100 г/моль., а концентрація ферум дисульфідіду 55 г/моль.

9. Визначте константу рівноваги в реакції

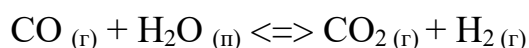


якщо вихідні концентрації хлору і води були, відповідно, 12 та 10 моль/л, а рівноважна концентрація кисню дорівнює 2 моль/л.

10. Як збільшення концентрації вуглекислого газу позначиться на зміщенні рівноваги у системі:

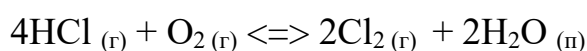


11. Як зміститься хімічна рівновага системи:



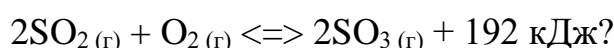
за підвищення тиску?

12. Як за допомогою тиску змістити хімічну рівновагу системи:

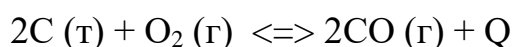


в бік прямої реакції?

13. Як зниження температури позначиться на зміщенні хімічної рівноваги в системі:



14. Як слід змінити концентрацію чадного газу, щоб рівновагу в системі:

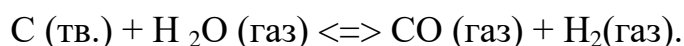


змістити у напрямку прямої реакції

15. У скільки разів зменшиться швидкість реакції, що проходить в газовій фазі, якщо знизити температуру від 120 до 80 °С? Температурний коефіцієнт дорівнює 2.

16. У гомогенній системі $\text{A} + 2\text{B} \rightleftharpoons \text{C}$ рівноважні концентрації: $[\text{A}] = 0,06$ моль/л; $[\text{B}] = 0,12$ моль/л; $[\text{C}] = 0,216$ моль/л. Знайти константу рівноваги реакції і вихідні концентрації С А і СВ .

17. Написати вираз для константи рівноваги гетерогенної системи



Як треба змінити концентрацію і тиск, щоб змістити рівновагу в бік зворотної реакції, тобто утворення водяних парів?

18. В який бік зміститься рівновага в системах:



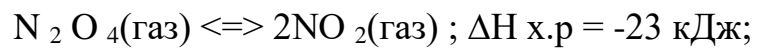
при збільшенні: а) тиску; б) температури?

19. В який бік зміститься рівновага систем:



при: а) зниженні температури; б) підвищенні тиску?

20. Яким чином можна збільшити вихід продукту в таких реакціях:



3 ЛАБОРАТОРНА РОБОТА

ВИВЧЕННЯ КІНЕТИКИ ПРОЦЕСІВ НАБУХАННЯ ВИСОКОМОЛЕКУЛЯРНИХ СПОЛУК

3.1. Мета роботи: навчитися визначати швидкість та ступінь набухання полярних та неполярних високомолекулярних сполук у різних розчинниках; визначати швидкість, ступінь і граничний ступінь набухання високомолекулярних сполук та їх залежність від концентрації спиртово-водних сумішей і рН середовища, встановлювати ізоелектричну точку желатину.

Обладнання і реактиви: Терези, бюкси, секундомір, фільтрувальний папір, желатин, спиртово-водні суміші різних концентрацій.

3.2. Теоретичні відомості

Високомолекулярні сполуки (ВМС) отримали свою назву завдяки великій величині їхньої молекулярної маси, яка відрізняє їх від низькомолекулярних сполук. До високомолекулярних сполук прийнято відносити речовини з молекулярною масою не менше 5000. Таку велику молекулярну масу можуть мати тільки хімічні речовини, молекули яких складаються з багатьох сотень атомів. Молекули ВМС внаслідок їхніх великих розмірів та мас називають макромолекулами.

Всі макромолекули ВМС незалежно від будови мономерної ланки мають ланцюгову будову. У процесі синтезу лінійне розташування у ланцюгу може порушуватися, можуть утворюватися просторові або зшиті структури макромолекул. Так, природний каучук має лінійне розташування ланок у ланцюгу, крохмаль – розгалужене, а вулканізований каучук (гума) є типовим прикладом зшитої структури.

Розчини ВМС мають властивості як істинних, так і колоїдних розчинів, а також проявляють специфічні властивості, що притаманні тільки ВМС, наприклад, набухання та драглеутворення.

ВМС у споріднених розчинниках утворюють молекулярні (істинні) розчини. Розчини ВМС утворюються самочинно зі зменшенням вільної енергії і тому вони термодинамічно стійкі. Стійкість розчину ВМС визначається тим, що

зв'язок між макромолекулами слабший, ніж зв'язок «макромолекула молекула розчинника». Тому сухий залишок ВМС при додаванні до нього розчинника переходить у розчин. Розчини ВМС можуть бути як молекулярними, так і іонними. В усіх випадках вони є гомогенними системами. Всі перераховані ознаки характерні для істинних розчинів.

Розчини ВМС мають і деякі властивості ліофобних колоїдних розчинів, оскільки розміри макромолекул ВМС відповідають розмірам частинок високодисперсних(колоїдних) систем – 10^{-7} - 10^{-9} м. Макромолекули ВМС не проходять крізь напівпроникні мембрани. Макромолекули розчинів ВМС подібно частинкам колоїдних розчинів здатні до броунівського руху і дифузії, а також до розсіювання світла. Для розчинів ВМС характерні осмос, зворотний осмос і ультрафільтрація. Макромолекули ВМС в рідкому середовищі можуть утворювати суспензії, емульсії, піни. Для них характерні такі поверхневі явища, як адсорбція та адгезія.

ВМС розчиняються лише у тих розчинниках, до яких вони ліофільні: гідрофільні полімери розчиняються у воді та інших полярних розчинниках, а олеофільні – у вуглеводневих. Наприклад, желатин при нагріванні розчиняється у воді і утворює істинний розчин, тому що до його складу входять полярні групи –COOH і –NH₂, які мають спорідненість до води. Якщо воду замінити на спирт, тоді істинний розчин желатину переходить у колоїдний і утворюється гель. Каучук розчинний у бензені, бензині та інших вуглеводнях, але не розчинний у воді і утворює у водному середовищі колоїдні розчини, які називають латексами.

Процес розчинення високомолекулярних сполук проходить у дві стадії. Перша стадія – це набухання ВМС, а друга – безпосередньо розчинення. Набухання – це самочинний процес поглинання молекул розчинника молекулами ВМС, що супроводжується значним збільшенням об'єму та маси полімеру. Воно характеризується ступенем набухання α :

$$\alpha = \frac{m - m_0}{m_0} = \frac{m_p}{m_0}$$

де m_0 , m – маси наважки ВМС до і після набухання; m_p – маса поглиненої рідини.

Ступінь набухання – це кількість рідини, що поглинається одиницею маси ВМС. Ступінь набухання змінюється в широких межах і для природних ВМС може досягати 1600%.

Причиною набухання є різниця властивостей двох компонентів ВМС і НМС (розчинника), тобто низькомолекулярної сполуки. Специфіка набухання полягає в тому, що взаємодіють і змішуються молекули різного розміру і вони, відповідно, мають різні швидкості дифузії. Тому перехід макромолекул в фазу розчинника відбувається дуже повільно, тоді як молекули НМС дуже рухливі, вони швидко дифундують в сітку полімеру, розгортають ланцюги і збільшують його об'єм.

Здатність до набухання – це специфічна властивість високомолекулярних сполук, яка залежить від їхнього складу та будови і визначається сольватацією макромолекул. Тому набухання завжди супроводжується виділенням теплоти ($\Delta H < 0$) і збільшенням об'єму полімеру, а об'єм усієї системи (полімер + розчинник) зменшується. Зменшення об'єму системи (її стиснення) в цілому при набуханні називається *контракцією*.

Процес набухання може бути обмеженим або необмеженим. Набухання називається *обмеженим*, якщо в надлишку розчинника ВМС набухає до певної межі і цей процес закінчується утворенням драглів, а не розчиненням ВМС. Прикладом обмеженого набухання є набухання желатину у холодній воді. Обмежено набухлий полімер називається драглем.

Набухання вважається *необмеженим*, якщо в надлишку розчинника драглі полімеру самочинно переходять в розчин із зростанням ентропії системи. Прикладом необмеженого набухання є желатин у гарячій воді.

Для одного й того ж ВМС і розчинника можна одночасно спостерігати обмежене і необмежене набухання. Наприклад, 10÷20% крохмалю у гарячій воді розчиняється, а решта – обмежено набухає. Цей процес залежить від будови

макромолекул крохмалю, кількості його складових частин (амілози та амілопектину).

Процес набухання описується кінетичним рівнянням першого порядку:

$$\frac{d\alpha}{d\tau} = k(\alpha_{\infty} - \alpha)$$

де $\frac{d\alpha}{d\tau}$ – швидкість набухання на даний момент часу τ ; α – ступінь набухання в момент часу τ , α_{∞} – граничний (максимальний) ступінь набухання; k – константа швидкості набухання.

Величини граничного ступеня набухання α_{∞} та константи швидкості набухання k можна визначити графічно. Для цього експериментально визначають залежність ступеня набухання від часу, розраховують швидкість $\frac{d\alpha}{d\tau}$ набухання в певні моменти часу та будують пряму в координатах:

$$\alpha = f\left(\frac{d\alpha}{d\tau}\right)$$

(рисунок 3.1). Відрізок, що відсікає пряма на осі ординат, дорівнює α_{∞} , а на осі абсцис $-k\alpha_{\infty}$.

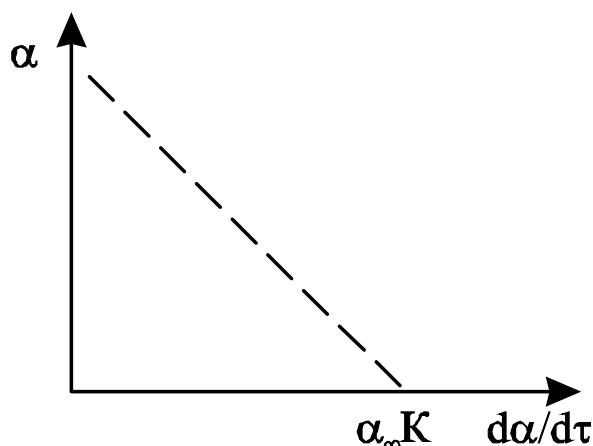


Рисунок 3.1 – Залежність ступеня набухання від швидкості набухання полімеру

Набухання відбувається у чотири стадії. На першій стадії відбувається сольватація (гідратація) ВМС. При цьому виділяється теплота. На другій стадії молекули розчинника дифундують у макромолекули ВМС, полярні молекули

розчинника утворюють сольватний (гідратний) шар, відбувається відштовхування однойменних зарядів сольватних оболонок і слабкі зв'язки між макромолекулами рвуться.

На третій стадії спостерігається взаємне проникнення молекул ВМС і НМС. Об'єм набухлого полімеру стає ще більший. На цій стадії теплота сольватації майже не виділяється ($\Delta H \approx 0$), але зростає ентропія, що пов'язано з частковим вивільненням макромолекул і збільшенням числа їх конформацій. Таким чином, третя стадія набухання обумовлена ентропійним ефектом. На четвертій стадії утворюється гомогенна система – розчин. Якщо процес набухання протікає в чотири стадії, то має місце необмежене набухання. Якщо ж процес обмежується другою або третьою стадією набухання – це обмежене набухання, утворюються драгли.

На ступінь набухання та розчинення ВМС впливають різні фактори. В першу чергу, це природа полімеру і розчинника. Полярні полімери добре розчиняються у полярних розчинниках, а неполярні – в неполярних органічних рідинах.

З підвищенням в'язкості розчинника швидкість його дифузії в макромолекули ВМС зменшується, що викликає сповільнення процесу набухання.

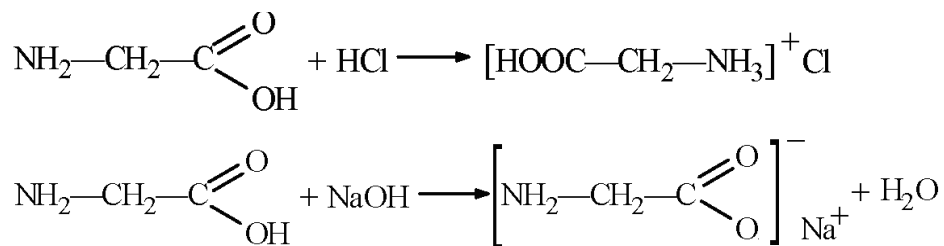
Температура і тиск впливають на набухання (розчинення) за принципом Ле Шательє. Оскільки набухання відбувається з виділенням теплоти, то з підвищенням температури ступінь набухання зменшується, але швидкість набухання зростає завдяки збільшенню швидкості дифузії.

При збільшенні молекулярної маси полімеру процеси набухання протікають повільніше, а розчинність зменшується.

Набухання поліелектролітів у воді залежить від рН середовища. Розглянемо це явище на прикладі білків, молекули яких містять полярні групи - NH₂ та -COOH.

У кислому середовищі при надлишку іонів H^+ желатин, завдяки іонізації аміногруп, заряджається позитивно, диполі води електростатично притягуються і орієнтуються – відбувається гідратація макромолекул.

Під впливом однойменних позитивних зарядів і електростатичного відштовхування відбувається розтягування ланцюгів білка. У таких випадках гідратація супроводжується набуханням желатину. В лужному середовищі виникає дисоціація кислотних груп, желатин заряджається негативно і набухає.



Таким чином, заряд білка буде залежать від рН середовища і від співвідношення карбоксильних і аміних груп у макромолекулі. Ізоелектрична точка (ІЕТ) – це таке значення рН, при якому кількість іонізованих основних і кислотних груп в молекулі білку однакова і макромолекули згортаються в щільний клубок або спіраль. При цьому ступінь набухання білка мінімальний. При збільшенні або зменшенні рН від ізоелектричної точки однойменно заряджені групи відштовхуються, макромолекули розгортаються і набухання прискорюється.

Значення рН ізоелектричної точки для деяких білків складає: казеїн – 4,6; желатин – 4,7; ячний альбумін – 4,8; глобулін – 5,4; гліадін пшениці – 9,8.

При введенні електролітів в розчини ВМС спостерігається процес висолювання. При *висолуванні* має місце конкурентна взаємодія з молекулами води між макромолекулами ВМС та іонами. Іони електроліту зменшують кількість вільної води, що припадає на макромолекули ВМС. Це викликає виділення ВМС з розчину, тобто драглеутворення.

Висолування із водних розчинів ВМС може відбуватися і при додаванні спирту, ацетону та інших органічних розчинників. Ці речовини в воді гідролізуються. Вони руйнують гідратну оболонку, знижують розчинність ВМС і утворюють осад. Це явище використовують для виділення із водних розчинів

білків, а часто і для розділення їх на фракції. Для цього спирт додають порціями, спочатку випадають білки з великою молекулярною масою, тому що їх розчинність менша.

При додаванні наступних порцій спирту в осад випадають білки з меншою молекулярною масою.

3.3. Експериментальна частина

Дослід 3.3.1. Вагове визначення кінетики набухання желатину у спиртово-водних сумішах

Послідовність виконання роботи

1. Приготувати розчини заданої концентрації;
2. Визначити прирощення маси високополімеру за певний відрізок часу;
3. Розрахувати ступінь набухання;
4. Побудувати графічні залежності ступеня набухання від часу;
5. Графічно розрахувати швидкість набухання;
6. Побудувати графічну залежність ступеня набухання від швидкості і знайти граничний ступінь набухання.
7. Встановити залежність граничного набухання полімеру від концентрації спиртово-водної суміші.

Порядок виконання роботи

1. Близькі за розмірами і масою платівки желатину, заздалегідь відмиті від домішок і низькомолекулярних фракцій, зважують на торсійних терезах і записують їх початкову масу m_0 .

2. Зважені платівки желатину занурюють в бюкси з розчинами спирту концентрацією у межах від 5 до 50%. Включають секундомір і через кожні 30 - 60 с його зупиняють, виймають платівки желатину і швидко висушують їх між аркушами фільтрувального паперу.

3. Зважують платівки на торсійних терезах. Масу платівок і відповідний проміжок часу позначають m_τ і τ .

4. Знову занурюють платівки желатину в розчин на певний проміжок часу. Дослід продовжують, доки збільшення маси стане незначним або маса набуде сталого значення.

Опрацювання результатів

1. Дані експерименту заносять у табл.1.

Таблиця 3.1. Результати дослідження кінетики набухання желатину ваговим методом

Загальний час від початку набухання τ , с.	Маса платівки до часу τ , m_τ , мг	Ступінь набухання $\alpha = \frac{m_\tau - m_0}{m_0}$

2. За даними таблиці 1 будують криву кінетики набухання желатину $\alpha = f(\tau)$ у розчинах спирту.

УВАГА! Одиничні відрізки на осях координат мають бути однаковими. У іншому випадку графічне визначення ступенів набухання як тангенсів кутів нахилу дотичних визначають з урахуванням масштабів на координатних осях.

3. На криволійній частині кривої обирають кілька точок, проводять дотичні та обчислюють швидкості набухання U для відповідних значень ступеня набухання α як тангенси кутів нахилу дотичних φ (рисунок 3.2):

$$\operatorname{tg}\varphi = \frac{d\alpha}{d\tau} = U$$

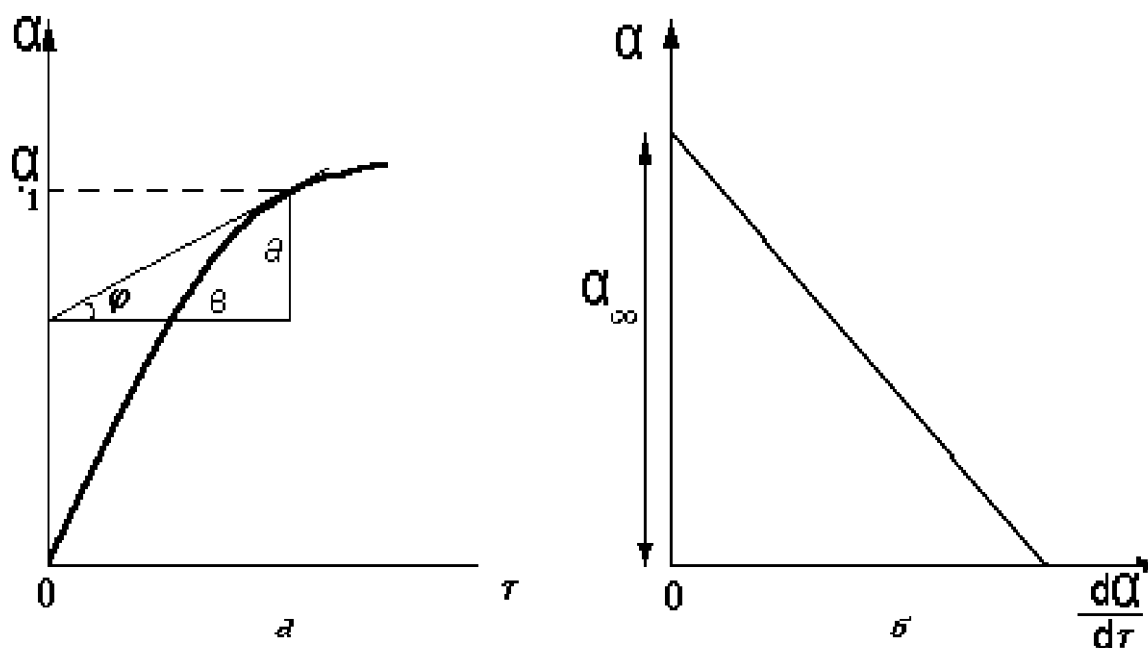


Рисунок 3.2 – Залежність ступеня набухання α від часу (а) та від швидкості набухання (б) полімеру

4. Граничний ступінь набухання визначають при нульовій швидкості набухання. Будуєть графік в координатах ступінь набухання – швидкість набухання α - U (див. рис. 1, б). Відрізок, відокремлений прямою на осі ординат, відповідає значенню граничного ступеня набухання (рівноважній кількості увібраної рідини) α_{∞} .

5. Отримані дані щодо залежності граничного ступеня набухання α_{∞} від концентрації спирту в суміші (С,%) узагальнюють в таблиці 2.

Таблиця 3.2 – Узагальнення даних

Концентрація спирту в суміші, С, %	5	10	15	20	30	40
α_{∞}						

6. Будуєть графік залежності α_{∞} від концентрації спирту і роблять висновок про вплив складу дисперсійного середовища і концентрації спирту в розчині на граничний ступінь набухання.

Дослід 3.3.2. Вплив рН на ступінь набухання желатину та визначення ізоелектричної точки методом набухання

Послідовність виконання роботи

1. Приготувати розчини із заданим значенням рН.
2. Визначити прирощення маси високополімеру за певний відрізок часу.
3. Розрахувати ступінь набухання.
4. Побудувати графічну залежність ступеня набухання від часу і розрахувати швидкість набухання.
5. Побудувати графічну залежність ступеня набухання від швидкості і знайти граничний ступінь набухання.
6. Побудувати графічну залежність граничного ступеня набухання від рН розчину і визначити ізоелектричну точку желатину.

Варіант 1

Порядок виконання роботи

1. Близькі за розмірами і масою платівки желатину, заздалегідь відмиті від домішок і низькомолекулярних фракцій, зважують на торсійних терезах і записують їх початкову масу m_0 .
2. Кожну зважену платівку желатину опускають в бюкс, який на $2/3$ заповнений розчином з певним значенням рН. Включають секундомір і через кожні 0,5 – 2 хв. його зупиняють, виймають платівку желатину і швидко висушують її між аркушами фільтрувального паперу.
3. Зважують платівки на торсійних терезах. Масу платівок за відповідний проміжок часу позначають m_τ .
4. Знову занурюють платівки желатину в розчин на певний проміжок часу. Дослід продовжують, доки збільшення маси стане незначним або маса набуде сталого значення.

Опрацювання результатів

1. Експериментальні дані заносять до таблиці 3.
2. За даними таблиці 3. будують криву кінетики набухання желатину $\alpha = f(\tau)$ в розчинах з різними значеннями рН.

Таблиця 3.3 – Результати дослідження кінетики набухання желатину в розчинах з різним значенням рН ваговим методом

Загальний час від початку набухання τ , хв.	Маса платівки до часу τ , m_{τ} мг	Ступінь набухання $\alpha = \frac{m_{\tau} - m_0}{m_0}$

3. На криволійній частині кривої вибирають кілька точок, проводять дотичні та обчислюють швидкості набухання U для відповідних значень ступеня набухання α як тангенс кутів нахилу дотичних φ : $\operatorname{tg} \varphi = \frac{d\alpha}{d\tau} = U$ (див. рис.1а)

4. Граничний ступінь набухання визначають при нульовій швидкості набухання. Будується графік в координатах ступінь набухання – швидкість набухання $\alpha - U$ (див. рис. 1, б). Відрізок, відокремлений прямою на осі ординат, відповідає значенню граничного ступеня набухання (рівноважній кількості увібраної рідини) α_{∞} . Під час побудови графіків осі ординат мають однаковий масштаб.

5. Отримані дані щодо залежності граничного ступеня набухання α_{∞} від рН розчину узагальнюються в табл. 4.

6. За експериментальними даними будують криву залежності граничного ступеня набухання від рН. Ізотерма набухання в ізоелектричній точці проходить через мінімум. Проводять дотичні до початкової та кінцевої ділянок графіка. Перпендикуляр, опущений на вісь абсцис з точки перетину двох дотичних кривої набухання, вказує ізоелектричну точку рН желатину (pH_{IT}) (рисунок 3.3).

Таблиця 3.4 – Залежність граничного набухання желатину від рН розчину

№	Дані	Концентрація соляної кислоти (нормальність)					Буферні суміші	
		10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	6,8	9,18
1	рН розчину	1	2	3	4	5	6,8	9,18
2	Граничний ступінь набухання							

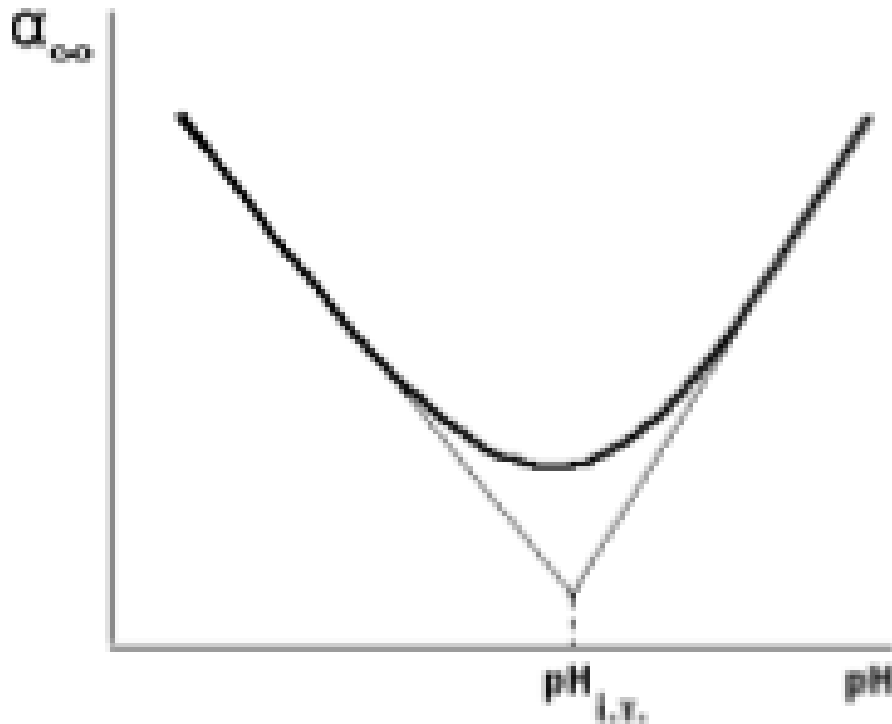


Рисунок 3.3 – Визначення ізоелектричної точки желатину

Варіант 2

Порядок виконання роботи

1. Шість близьких за масою платівок желатину зважують на торсійних терезах і записують їх початкову масу m_0 .

2. Кожну зважену платівку желатину опускають в бюкс, заповнений на $2/3$ розчином з певним значенням рН. Платівку залишають для подальшого набухання на 40 хвилин.

3. Після набухання платівки виймають, висушують між листами фільтрувального паперу і знову зважують. Записують масу платівки желатину після набухання m .

Опрацювання результатів

1. Експериментальні дані заносять в таблицю 3.5.

Таблиця 3.5. Залежність граничного ступеня набухання желатину від рН розчину

№	Дані	Концентрація соляної кислоти (нормальність)					Буферні суміші	
		10 ⁻¹	10 ⁻²	10 ⁻³	10 ⁻⁴	10 ⁻⁵	6,8	9,18
1	рН розчину	1	2	3	4	5	6,8	9,18
2	Маса платівок до набухання, m_0 , мг							
3	Маса платівок після набухання, m , мг							
4	Граничний ступінь набухання, $\alpha_{\infty} = \frac{m - m_0}{m_0}$							

2. Будується криву залежності граничного ступеня набухання від рН. Ізотерма набухання в ізоелектричній точці проходить через мінімум. Проводять дотичні до початкової та кінцевої ділянок графіка. Перпендикуляр, опущений на вісь абсцис з точки перетину двох дотичних кривої набухання, вказує ізоелектричну точку рН желатину (рН_{іт}) (рис. 2).

3.4. Висновки

3.5. Контрольні питання

1. Які речовини належать до високомолекулярних? Природні та синтетичні ВМС, приклади.
2. Які особливості будови молекул ВМС?
3. Які властивості розчинів ВМС притаманні істинним, а які колоїдним розчинам? Які специфічні властивості розчинів ВМС?
4. Описати явище набухання? Обмежене та необмежене набухання, приклади.
5. Що називається ступенем набухання? Як його можна розрахувати?
6. Охарактеризуйте 4 стадії набухання.
7. Запишіть рівняння швидкості набухання. Графічний метод знаходження граничного ступеня набухання та константи швидкості набухання.
8. Що таке граничний ступінь набухання? Як його можна визначити?

9. Ваговий методи визначення ступеня набухання.
10. Як розраховують швидкість набухання?
11. Які чинники впливають на набухання ВМС?
12. Охарактеризувати вплив на набухання ВМС природи полімера та розчинника, в'язкості розчинника, молекулярної маси ВМС.
13. Як впливає температура на швидкість та ступінь набухання?
14. Як впливає рН середовища на набухання ВМС?
15. Що таке ізоелектричний стан білка? Як визначити ізоелектричну точку желатину за ступенем набухання?
16. Що називається висолюванням? Його вплив на набухання ВМС. Навести ряд Гофмейстера для аніонів та катіонів.
17. Охарактеризувати вплив додавання спирту в розчин на ступінь набухання желатину

4 ЛАБОРАТОРНА РОБОТА. МЕТОДИ ОДЕРЖАННЯ ТА КОАГУЛЯЦІЯ КОЛОЇДНИХ СИСТЕМ

4.1. Мета роботи – навчитися одержувати колоїдні системи різними методами, визначити залежність порогу коагуляції золю ферум гідроксиду від заряду іона-коагулятора та перевірити правило Шульце-Гарді.

Обладнання, реактиви: Оптична лава, мікроскоп, електроди, хімічна склянка, пробірки, піпетки, неорганічні солі та органічні речовини.

4.2. Теоретичні відомості

Колоїдними розчинами, або золями, називають дисперсні системи, що складаються з дисперсної фази з частинками розміром $10^{-7} - 10^{-9}$ м і рідкого дисперсійного середовища.

Будь-яку речовину за конкретних умов можна перевести в колоїднодисперсний стан. Наприклад, NaCl у воді утворює справжній розчин (гомогенну систему), а в бензені – колоїдну (гетерогенну) систему. В колоїднодисперсійному стані кожна частинка являє собою агрегат молекул даної речовини.

Емульсіями називаються дисперсні системи, що складаються з двох не змішуваних рідин, одна з них міститься в другій у вигляді краплинок розміром $10^{-4} - 10^{-7}$ м. Однією з фаз емульсії частіше є вода, а другу називають маслом. В емульсіях маслом називають не тільки природні масла, а й будь-яку іншу органічну неполярну рідину, не розчинну у воді (гептан, керосин, бензен).

Агрегативно стійкими емульсією, як правило, бувають у присутності третього компонента – емульгатора, адсорбція якого призводить не тільки до зниження міжфазної вільної поверхневої енергії, а й до виникнення механічно стійкого захисного шару на межі поділу вода – масло.

Якщо емульгування проводити з добавками розчинів казеїну, желатину або мил лужних металів (олеат натрію), тобто речовин, краще розчинних у воді, ніж у неполярній рідині, утворюються емульсії прямого, першого типу – «масло у воді» (М/В), де дисперсійним середовищем є вода. Емульсії другого типу – «вода

в маслі” (В/М) можна одержати, якщо емульгатором буде лецитин або мило лужноземельних металів, тобто речовини, що краще розчиняються в маслі, ніж у воді.

Якщо до емульсії типу М/В, стабілізованої натрієвим милом, додати розчин CaCl_2 , може виникнути обернення емульсії. Виникає емульсія типу В/М, стабілізована олеатом кальцію, що краще розчиняється у маслі ніж у воді.

Використання твердих емульгаторів-порошків базується на вибіркового змочуванні їх полярною чи неполярною рідиною. *Гідрофільні порошки* (глина, крейда) краще змочуються водою, тому під час емульгування вода стає середовищем, а масло збирається в краплю. *Гідрофобні порошки* (вугілля, сажа) в аналогічних умовах утворюють обернену емульсію. В обох випадках частинки порошку зумовлюють виникнення механічного захисту краплинок емульсії, створюють стійку коагуляційну структуру, що заважає коалесценції.

Пінами називають дисперсні системи, що складаються з газу, диспергованого в рідині. Вони є комірчасто-плівковими, зв'язаними дисперсними системами з великим об'ємним вмістом дисперсної фази – газу. У деяких випадках піна здатна тверднути. Тоді утворюються нові дисперсні системи з твердим дисперсійним середовищем, названі твердими пінами, наприклад харчові піноутворювальні речовини: хліб, зефір, мус і т.д.

Основні умови одержання колоїдних розчинів такі:

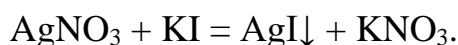
- речовина дисперсної фази практично не повинна розчинятися в дисперсійному середовищі;
- концентрація золю бути невеликою;
- в системі має бути присутнім третій компонент – стабілізатор.

Для приготування колоїдних розчинів треба враховувати, що вони є системами, які займають положення між грубодисперсними (суспензії та емульсії) і істинними розчинами, де речовина перебуває у вигляді молекул або іонів. Тому колоїдні розчини можуть бути отримані подрібненням грубих частинок на дрібніші – метод диспергації, або шляхом агрегації молекул убільші частинки – методи конденсації та пептизації.

Будова колоїдної частинки

Колоїдні розчини або золі складаються з міцел (твердої дисперсної фази, навколо якої існує подвійний електронний шар (ПЕШ)) та безперервного дисперсійного середовища, у якому містяться міцели, що рухаються внаслідок теплового (броунівського) руху. Крім того, в дисперсійному середовищі розчинені електроліти, неелектроліти та ПАР, які є стабілізаторами колоїдної системи. Міцели мають складну будову, яка залежить від умов одержання золю. Вони не розчинні у дисперсійному середовищі і можуть мати як кристалічну, так і аморфну будову. Розглянемо схематичну будову колоїдної частинки на прикладі міцели аргентум йодиду (*рис. 1*).

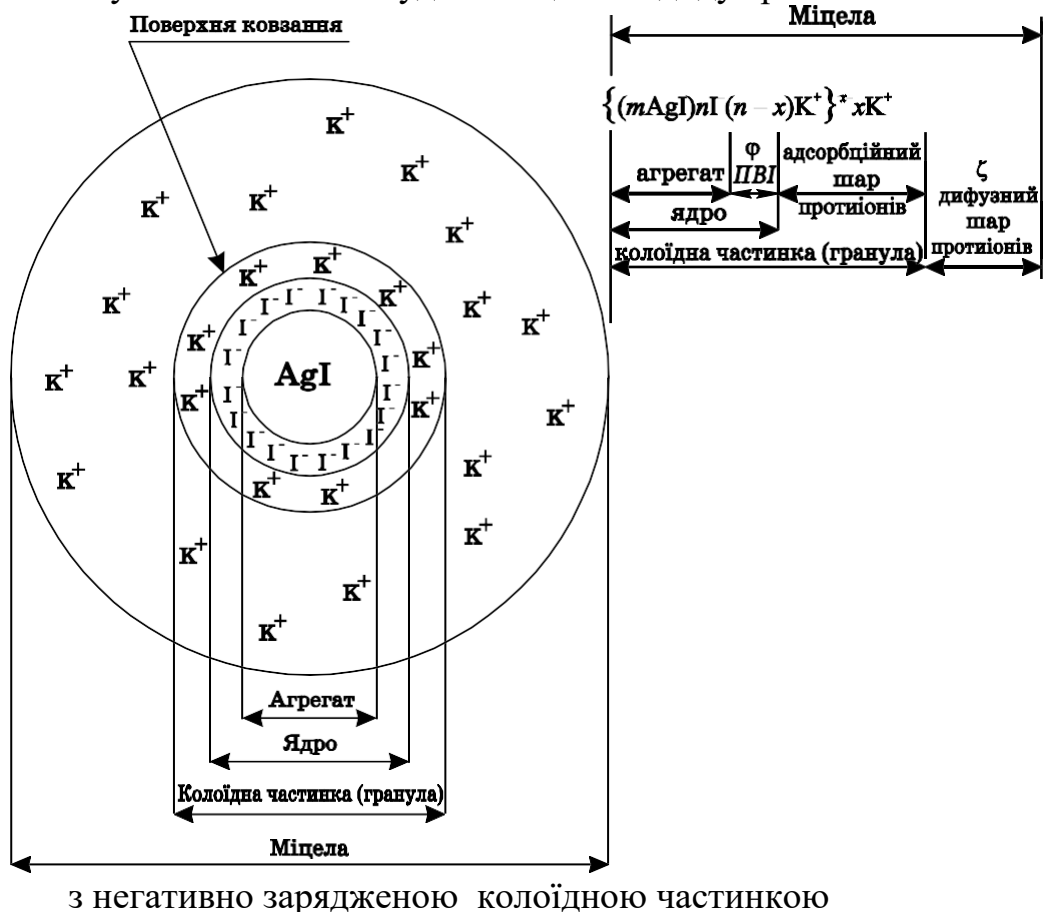
У центрі заходиться агрегат, що складається з великого числа m молекул AgI , які утворюються за реакцією:



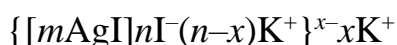
Якщо реагуючі компоненти взяти в еквівалентних кількостях, то колоїдний розчин не утвориться, тому що виростуть великі кристали AgI , які випадуть в осад. Для утворення тонкодисперсної твердої фази у системі повинен бути присутній стабілізатор (надлишок одного із реагуючих компонентів), що і утворить ПЕШ навколо твердої фази, який перешкоджатиме росту великих кристалів і злипанню частинок. Якщо стабілізатором буде калій йодид, то на твердій поверхні будуть адсорбуватися іони йоду.

Згідно правила Панета-Фаянса на поверхні кристалу адсорбується ті іони, що можуть добудувати кристалічну ґратку сполуки. Отже на агрегаті буде адсорбуватись n іонів йоду (їх кількість залежить від наявності адсорбційних центрів, тобто аргентум- іонів, що знаходяться на поверхні кристалу). Іони йоду називаються потенціалвизначаючими (ПВІ), вони і надають негативний заряд поверхні. Тверда поверхня разом з адсорбованими іонами йоду називається *ядром*.

Рисунок 4.1– Схема будови міцели йодиду срібла



Оскільки у системі існують іони протилежного знаку (у нашому випадку іони калію), вони нейтралізують заряд твердої поверхні, тобто утворюють шар протиіонів. Згідно з теорією Штерна шар протиіонів умовно поділяється на два шари: адсорбційний та дифузійний. *Адсорбційний шар* складається з $(n-x)$ іонів калію, він тонкий і міцно пов'язаний з твердою поверхнею за рахунок ван-дер-ваальсових сил ядра, а також сил електростатичного притягання. Ядро разом з адсорбційним шаром протиіонів (виділені фігурними дужками) називається *колоїдною частинкою* або *гранулою*. Решта x протиіонів слабше пов'язані з ядром (лише за рахунок сил електростатичного притягання) і розташовуються у рідкій фазі на деякій відстані від ядра внаслідок теплового руху. Тому цей шар називається *дифузійним*, а утворена гранула разом з дифузійним шаром отримала назву міцели. Міцелу можна записати у вигляді структурної формули:



Міцела в цілому – електронейтральна. Величина чисел m , n і x залежить від

умов одержання та очистки золю і може змінюватися у широких межах.

Стійкість колоїдних систем

Під стійкістю дисперсних систем розуміють сталість у часі її стану та основних властивостей: дисперсності, рівномірного розподілення частинок дисперсної фази по всьому об'ємі дисперсійного середовища, збереження характеру взаємодії між частинками тощо. Особливо важливою є стійкість ліофобних колоїдів, оскільки вони термодинамічно нестабільні і здатні до коагуляції.

Седиментаційна стійкість – це здатність системи зберігати рівномірне розподілення частинок в об'ємі дисперсійного середовища. Основними умовами цієї стійкості є висока дисперсність та участь частинок дисперсної фази в броунівському русі.

Агрегативна стійкість – це здатність системи зберігати свою ступінь дисперсності, тобто не змінювати розміри частинок під впливом зовнішніх факторів. За цими ознаками системи поділяються на два класи:

1) термодинамічно стійкі (ліофільні) системи, які самочинно диспергуються та існують без додаткової стабілізації. Сюди відносяться міцелярні розчини ПАР та розчини ВМС. При утворенні таких систем вільна енергія Гіббса зменшується, тобто $\Delta G < 0$;

2) термодинамічно нестійкі (ліофобні) системи. Сюди відносяться золі, суспензії та емульсії, тобто системи, у яких слабка взаємодія між частинками дисперсної фази та дисперсійним середовищем. При утворенні таких систем виникає велика поверхня розділу фаз. Вони мають значний надлишок вільної поверхневої енергії, тобто $\Delta G > 0$. Такі системи термодинамічно нестійкі. В них відбуваються самочинно процеси, що призводять до зменшення поверхневої енергії за рахунок збільшення розмірів колоїдних частинок внаслідок їх злипання та подальшої коагуляції.

Коагуляцією називається процес злипання частинок дисперсної фази під дією міжмолекулярних сил притягування. Коагуляцію золю може викликати будь-який фактор, що порушує агрегативну стійкість системи, але

найважливішим фактором є дія електролітів. Введення електроліту в дисперсну систему спричиняє стиснення ПЕШ на поверхні частинок, внаслідок чого вони можуть зблизитися до відстані, на якій переважають сили притягування. Зменшення товщини ПЕШ супроводжується обміном протиіонів дифузного шару на іони електроліту, які спричиняють коагуляцію. Стиснення ПЕШ відбувається як за рахунок зменшення електричного потенціалу внаслідок специфічної адсорбції іонів введеного електроліту, так і через обмеження дифузії протиіонів у розчин у зв'язку зі збільшенням іонної сили розчину.

Згідно з правилом Шульце – Гарді коагулююча дія властива тому іону електроліта, що має заряд, протилежний заряду колоїдної частинки; коагулююча дія тим сильніша, чим вищий заряд іона-коагулятора. Оскільки колоїдна частинка золю ферум гідроксиду заряджена позитивно, то коагулюючу дію матимуть аніони електролітів, введених у даний золь.

Критичне значення концентрації введеного у золь електроліту, за якої даний електроліт спричиняє коагуляцію даного золю, називають *порогом коагуляції*. Поріг коагуляції розраховують за рівнянням:

$$C_k = \frac{C \cdot 10^3}{(1 + n) \cdot 3},$$

де C – концентрація електроліту, моль/л; n – кількість мілілітрів дистильованої води, взятих для розведення.

Коагулююча дія – це величина, обернено пропорційна порогу коагуляції:

$$V = \frac{1}{C_k}.$$

Коагулююча дія виражається числом об'ємів золю, скоагульованих одним молем іона-коагулятора.

4.3. Експериментальна частина

Дослід 4.3.1. Методи одержання колоїдних систем

Послідовність виконання роботи

1. Одержати колоїдні розчини за допомогою стандартних методик Бредига, Крекке, Грема. Всі одержані гідрозолі перевірити на наявність світлорозсіювання (ефект Тіндаля).

2. Приготувати емульсії різних типів.
3. Приготувати рідкі піни.

Порядок виконання роботи

1. Одержання гідрозолу срібла методом Бредига

Для одержання гідрозолу металевого срібла в пристрої Бредига через заглиблені у воду срібні електроди пропускають електричний струм.

Процес росту частинок срібла припиняється в області колоїдної дисперсності, якщо в систему ввести стабілізатор у вигляді 1%-го розчину желатину або розчину електроліту, наприклад луку. Частинки утвореного золю заряджені негативно.

2. Одержання золю методом заміни розчинника

Сірка розчинна у спирті і не розчинна у воді; якщо спиртовий розчин сірки влити у воду, виникає гідрозоль сірки. Стабілізатором одержаного золю є оксиди сірки, присутні в ній, як домішки. Аналогічно розчиняючи водою 2%-ий розчин парафіну або каніфолі, можна одержати відповідні гідрозолі.

Для приготування колоїдного розчину в пробірку з водою доливають з крапельниці спиртовий розчин сірки або каніфолі до виникнення опалесценції.

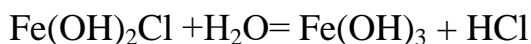
3. Одержання гідрозолу ферум(III) гідроксиду гідролізом ферум(III) хлориду (метод Крекке)

В конічній колбі на 250 мл нагрівають до кипіння 85 мл дистильованої води. Відміряють піпеткою 15 мл 2%-го розчину ферум (III) хлориду і невеликими порціями додають у киплячу воду. Нагрівають ще 2 – 3 хв. У колбі спостерігають утворення червоно-коричневого золю ферум (III) гідроксиду.

Утворення гідрозолу ферум (III) гідроксиду відбувається в результаті гідролізу FeCl_3 за рівнянням:



З підвищенням температури ступінь гідролізу збільшується і утворюються частинки малорозчинного компоненту $\text{Fe}(\text{OH})_3$:

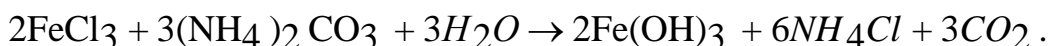


Цей метод часто використовують для отримання золів гідроксидів важких

металів.

4. Одержання золю ферум (III) гідроксиду методом пептизації (методГрема)

Для одержання золю до 1 М розчину FeCl_3 поступово додають (чекаючи переходу в золь утворюваного осаду) при перемішуванні по краплях 2 М розчин $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ до одержання темно-червоного прозорого золю ферум (III) гідроксиду:



Дослід 4.3.2. Перевірка на ефект Тіндаля

Всі одержані золі слід перевірити на наявність світлорозсіювання. Для цього пробірку з колоїдним розчином встановлюють на оптичну лаву і збоку освітлюють пучком світла або направляють на розчин лазерний промінь. Якщо спостерігається трек променя – у дисперсній системі наявні колоїдні частинки, що розсіюють світло.

Якщо пучок світла пропускають через справжній розчин, світлорозсіювання майже відсутнє, трек променя відсутній, і систему можна вважати гомогенною, оптично порожньою.

Дослід 4.3.4. Емульсії соняшникової олії у воді

До 5 мл H_2O додають дві краплі олії і п'ять крапель 0,1 М розчину NaOH . Утворюється стійка емульсія масла у воді, стабілізована утвореним натрієвим милом.

Вид одержаної емульсії можна визначити одним з описаних способів.

Дослід 4.3.4. Властивості пін

У пробірку з водою додати кілька крапель 2%-го розчину мила або желатину. При струшуванні утворюється стійка піна, час життя якої зростає зі збільшенням концентрації піноутворювача. Для зруйнування піни, у пробірку з піною вносять одну-дві краплі 2%-го розчину ізоамілового спирту.

Вплив концентрації та природи піноутворювача на стійкість піни можна спостерігати, якщо в циліндр місткістю 100 мл з притертою пробкою налити 50

мл дистильованої води і дві краплі ізоамілового спирту. Після стандартного струшування (5 – 10 разів) за допомогою секундоміра визначають час життя піни. Дослід повторюють, збільшуючи загальну кількість спирту до 30 краплин. Дослід повторюють в аналогічній послідовності з розчинами желатину, сапоніну або мила.

4.4. Висновки. На основі аналізу результатів дослідів та перевірки наявності світлорозсіювання слід зробити висновок про можливість отримання колоїдних розчинів та емульсій різними методами.

4.5. Контрольні питання

1. Які розчини називають колоїдними?
2. Які існують методи одержання колоїдних розчинів?
3. Які існують методи одержання емульсій?
4. Сформулюйте основні умови одержання колоїдних розчинів.
5. Поясніть будову міцели гідрозолю.
6. Запишіть формулу колоїдної міцели AgJ з позитивно зарядженою частинкою та вкажіть її структурні одиниці.
7. Запишіть формулу колоїдної міцели AgJ з негативно зарядженою частинкою та вкажіть її структурні одиниці.
8. Сформулюйте правило Панета-Фаянса.

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

1. Яцимірський, В.К. Фізична хімія / В.К. Яцимірський. Підр. Для студ. вищ. навч.закл. К.; Ірпінь: Перун, 2010. – 512 с.
2. Ковальчук, Є. П. Фізична хімія: Підручник. / Є. П. Ковальчук, О. В. Решетняк – Львів: Видавничий центр ЛНУ імені Івана Франка, 2007. – 800 с
3. Манк В.В. Колоїдна хімія : практикум / В. В. Манк, О.М., Мірошников, О. В. Подобій, Н. О. Стеценко –К.:НУХТ, 2008 – 170 с.
4. Фізична хімія : підруч. / Л.С. Воловик, Є.І. Ковалевська, В.В. Манк, О.М. Мірошников, Федоренко Г.А.– К.: фірма «Інкос» 2007. -191 с.
5. Чумак В.Л. Фізична хімія: підруч. / Чумак В.Л., Іванов С.В. – К.: Книжкове вид-во НАУ, 2007. – 648 с.
6. Колоїдна хімія. Підручник для студентів нехімічних спеціальностей ВНЗ / Л.С. Воловик, Є.І. Ковалевська, В.В. Манк, О.М. Мірошников, О.В. Подаревська, М.І. Сербова, В.В. Тимохін, Г.А. Федоренко. – К.: НУХТ, 2011 – 247 с.
7. Лебідь В.І. Фізична хімія / Харків: Гімназія, 2008. – 478 с. – ISBN 978-966-8319-94-5.
8. Диханов С.М., Цикало А.Л. Фізична хімія. (Хімічна термодинаміка, Фізико-хімічний аналіз, Кінетика). Навчальний посібник / ОДАХ, Одеса, 2009. – 131 с.

ДОДАТОК А

Таблиця А – Стандартні ентальпії утворення, ентропії, енергії Гіббса утворення речовин.

Речовин а	ΔH^0_f , кДж/мо ль	S^0 , Дж/мо ль К	ΔG^0_f , кДж/мо ль	Речовин а	ΔH^0_f , кДж/мо ль	S^0 , Дж/мо ль К	ΔG^0_f , кДж/мо ль
Mg _(г)	0	33	0	Fe ₂ O _{3(г)}	-824	87	-742
MgO _(г)	-601	27	-569	N _{2(г)}	0	192	0
CO _{2(г)}	-393	214	-394	NO _(г)	82	220	104
C _(г)	0	6	0	NH _{3(г)}	-46	193	-17
CO _(г)	-110	198	-137	N ₂ O _{4(г)}	10	304	98
B ₂ O _{3(г)}	-1272	54	-1193	PCl _{3(г)}	-277	312	-260
B _(г)	0	6	0	PH _{3(г)}	5	210	13
SiO _{2(г)}	-906	40	-851	P ₂ O _{5(г)}	-1492	114	-1349
Si _(г)	0	19	0	Cl _{2(г)}	0	223	0
SO _{2(г)}	-297	248	-300	HCl _(г)	-92	187	-95
S _(г)	0	32	0	H ₂ O _(г)	-242	189	-229
H ₂ S _(г)	-21	206	-34	H ₂ O _(р)	-286	70	-237
FeS _{2(г)}	-174	53	-163	O _{2(г)}	0	205	0
FeO _(г)	-265	61	-244	HF _(г)	-217	174	-273
S _{2(г)}	128	228	79	H _{2(г)}	0	131	0