

**КІНЕТИКА БІОХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ.
ХІМІЧНА РІВНОВАГА.
ДОБУТОК РОЗЧИННОСТІ**

*Методичні вказівки
для здобувачів освіти 1-го курсу
за спеціальностями "Медицина" та "Педіатрія"*

Видання 2-е, перероблене, доповнене

МІНІСТЕРСТВО ОХОРОНИ ЗДОРОВ'Я УКРАЇНИ
Харківський національний медичний університет

**КІНЕТИКА БІОХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ.
ХІМІЧНА РІВНОВАГА.
ДОБУТОК РОЗЧИННОСТІ**

*Методичні вказівки
для здобувачів освіти 1-го курсу
за спеціальностями "Медицина" та "Педіатрія"*

Видання 2-е, перероблене, доповнене

Затверджено
Вченою радою ХНМУ
Протокол № 8 від 24.04.2025.

**ХНМУ
Харків
2025**

Кінетика біохімічних реакцій. Хімічна рівновага. Добуток розчинності : метод. вказ. для здобувачів 1-го курсу за спец. "Медицина" та "Педіатрія"/ упоряд. Г. О. Сирова, Н. М. Чаленко, С. М. Козуб та ін., 2-ге вид., перероб., доповн. Харків : ХНМУ, 2024. 32 с.

Упорядники Г. О. Сирова
 Н. М. Чаленко
 С. М. Козуб
 Л. В. Лук'янова
 О. В. Савельєва
 О. В. Присяжний

1. Кількість годин 4

2. Матеріальне та методичне забезпечення теми.

2.1. Калькулятор.

2.2. Таблиці:

- граф логічної структури теми;
- класифікація реакцій за фазовим станом;
- зміна концентрації реагуючих речовин і кінцевих продуктів реакції;
- фактори, що впливають на швидкість хімічної реакції;
- константи швидкості реакцій нульового порядку;
- константи швидкості першого порядку;
- константи швидкості другого порядку;
- залежність швидкості реакції від температури;
- енергетична діаграма одностадійної реакції;
- значення констант Міхаеліса–Ментен (K_m) для деяких ферментів;
- кінетика ферментативних процесів;
- залежність швидкості ферментативних реакцій від концентрації субстрату;
- змінення енергії активації під впливом каталізатора;
- хімічна рівновага, константа рівноваги;
- закон діючих мас.

2.3. Обладнання та реактиви для проведення лабораторної роботи: мірні циліндри, хімічні стакани, хімічні пробірки, розчини $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ та HNO_3 , дистильована вода, секундомір, термометр.

2.4 Мультимедійне забезпечення (презентація, відеолекція, навчальний фільм – алгоритми виконання дослідів лабораторної роботи).

2.5 Навчально-методична література:

1. Медична хімія : підручник / В. О. Калібабчук, І. С. Чекман, Г. О. Сирова, В. І. Галинська та ін. ; за ред. проф. В. О. Калібабчук 4-е вид., випр. Київ : ВСВ "Медицина", 2019. 336 с. (Затверджено Міністерством освіти і науки України (лист МОН України № 1/11-1152 від 05.02.13) та Міністерством охорони здоров'я України як базовий підручник для студентів вищих навчальних закладів IV рівня акредитації (напрями "Лікувальна справа" та "Стоматологія").

2. Медична хімія : навч. посіб. / Г. О. Сирова, В. М. Петюніна та ін. ; за ред. Г. О. Сирової Харків : Екограф, 2015. 202 с.

3. Медична хімія : навч. посіб. / І. В. Завгородній, Г. О. Сирова, Н. М. Ткачук та ін. ; за ред. І. В. Завгороднього та Г. О. Сирової Харків : Екограф, 2010. 268 с.

4. Робочий зошит з медичної хімії для самостійної роботи студентів I курсу мед. та стоматол. фак-тів / упоряд. Г. О. Сирова, В. М. Петюніна, В. О. Макаров та ін. Харків : ХНМУ, 2017. 68 с.

5. Відеолекція:

(<https://distance.knmu.edu.ua/mod/resource/view.php?id=45358>)

3. **Обґрунтування теми.** Вивчення кінетики хімічних реакцій має велике теоретичне і практичне значення як для хімії, так і для медицини (фармакокінетика, токсикокінетика) та для екології (хімічна кінетика дає

змогу обирати оптимальні умови нейтралізації та захоронення шкідливих викидів промислових підприємств, контролювати забруднення водосховищ нафтопродуктами та поверхнево-активними речовинами, ґрунтів – пестицидами, повітря – токсичними газами).

Вчення про швидкість реакцій є базою для вивчення біохімічних процесів, фармакокінетики ліків, клінічної діагностики. Важливими є дослідження кінетичних закономірностей протікання ферментативних реакцій, які характеризуються певною послідовністю, напрямком та значною швидкістю перебігу, є важливими для розуміння процесів обміну речовин та енергії в організмі на клітинному рівні.

Знання чинників, від яких залежить швидкість реакції, дозволяє регулювати процеси, які відбуваються в організмі, вивчати ефективність дії лікарських препаратів, ферментів.

Знання законів, що забезпечують оптимальний перебіг того або іншого процесу, дозволяє досягти бажаного результату завдяки створенню відповідних умов. Велика швидкість протікання біохімічних реакцій у живому організмі пов'язана з активністю ферментів як біологічних каталізаторів. Вивчення даної теми дозволить аналізувати послідовність протікання конкуруючих процесів в організмі, зрозуміти причини порушення обміну речовин, що відбуваються в живих системах.

Систематичне вивчення кінетики розпочалося ще наприкінці XIX ст. науковими працями С. Арреніуса, Я. Вант-Гоффа та ін. Пізніше було вивчено кінетику деяких окисно-відновних реакцій у клітинах (О. Бах), опрацьовано теорію поєднаних (М. Шілов), ланцюгових (М. Семенов, С. Хіншелвуд, Р. Кучер) та ферментативних реакцій (Н. Анрі, Л. Міхаеліс, М. Ментен).

Значний внесок у розвиток теорії каталізу зробили українські вчені: Л. В. Пісаржевський і В. А. Ройтер обґрунтували роль електронних уявлень у механізмі каталізу; М. В. Поляков вперше дав уявлення про радикально-ланцюговий механізм каталітичних реакцій та створив теорію гетерогенно-гомогенного каталізу; Г. І. Голодець встановив зв'язок між термодинамічними і каталітичними властивостями речовин.

Хімічна рівновага зберігається тривалий час при певних умовах, але при дії на систему деяких факторів (зміна концентрації, температури, тиску) вона порушується.

Закономірності, які при цьому виявляються, сформульовані принципом Ле Шательє. Біохімічні реакції в основному необоротні і відбуваються до кінця, з одержанням продуктів реакцій.

4. Мета заняття:

– *загальна*: вміти пояснювати основні кінетичні закономірності протікання хімічних та ферментативних реакцій; інтерпретувати фізичну суть хімічної рівноваги;

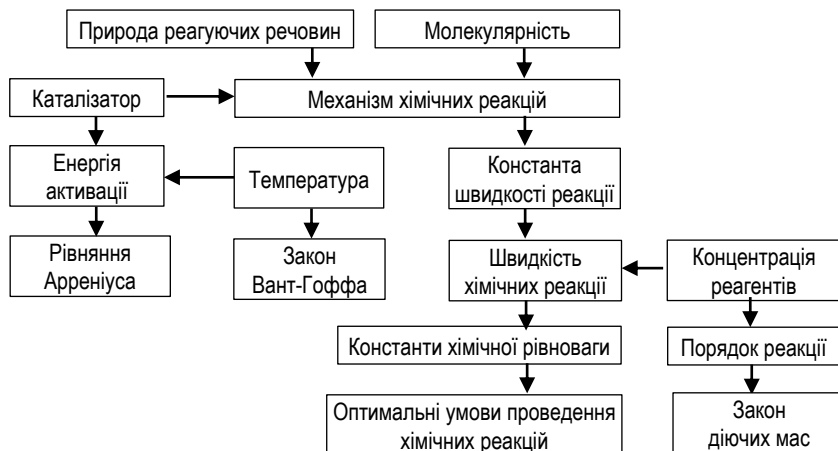
– *конкретна*: аналізувати залежність швидкості реакцій від концентрації та температури; інтерпретувати залежність швидкості реакції від енергії активації; аналізувати особливості дії каталізаторів та пояснювати

механізм гомогенного та гетерогенного каталізу; пояснювати механізм дії ферментів та аналізувати залежність швидкості ферментативних процесів від концентрації ферменту та субстрату; аналізувати хімічну рівновагу та пояснювати її умову з позиції термодинаміки та кінетики; пояснювати вплив зовнішніх факторів на хімічну рівновагу; аналізувати умови випадіння та розчинення осадів; пояснювати роль гетерогенних рівноваг за участю солей у загальному гомеостазі організму;

а) **знати:** основні поняття хімічної кінетики: гомогенна та гетерогенна системи, закон діючих мас, швидкість гомогенної і гетерогенної хімічної реакції, молекулярність і порядок хімічних реакцій, константа швидкості хімічних реакцій різного порядку, емпіричне правило Вант-Гоффа, температурний коефіцієнт, енергія активації, складні реакції та їх класифікацію, каталіз та його види, каталізатори (позитивні та негативні – інгібітори), ферменти як біологічні каталізатори, теорії каталізу, механізм дії каталізаторів, теорію фермент-субстратного комплексу (теорія Міхаеліса–Ментен), теорію Е. Фішера;

б) **вміти:** записувати кінетичні рівняння; визначати константу рівноваги прямого й оборотного хімічного процесу; визначати залежність швидкості хімічної реакції від температури й концентрації реагуючих речовин; визначати кінетичні параметри: порядок, молекулярність реакції; інтерпретувати залежність швидкості хімічної реакції від енергії активації; пояснювати особливості дії каталізаторів; пояснювати механізм дії ферментів і особливості ферментативного каталізу; аналізувати хімічну рівновагу і пояснювати її з позиції термодинаміки і кінетики; пояснювати вплив зовнішніх чинників на хімічну рівновагу; аналізувати умови випадання і розчинення осадів; пояснювати роль гетерогенної рівноваги за участю солей у загальному гомеостазі організму.

5. Граф логічної структури теми



6. Орієнтована карта роботи студентів

| № з/п | Етапи | Час, хв | Навчальні посібники | Місце проведення |
|-------|--|---------|--|-----------------------|
| 1 | Мотиваційна характеристика та план теми. Відповіді на питання студентів | 20 | Навчальний посібник (робочий зошит) | Навчальна лабораторія |
| 2 | Вхідний контроль | 20 | Тести вхідного контролю | |
| 3 | Самостійна робота студентів із методичною літературою, рішення навчальних завдань. Виконання роботи й оформлення протоколу | 100 | Методичні вказівки для студентів, тексти лекцій, навчальний посібник для самостійної роботи студентів, довідкові дані, таблиці | |
| 4 | Вихідний контроль знань | 30 | Тести вихідного контролю, картки із ситуаційними завданнями | |
| 5 | Аналіз і підведення підсумків заняття | 8 | | |
| 6 | Домашнє завдання | 2 | | |

7. Завдання для самостійної роботи:

– перелік питань, що підлягають вивченню:

1. Хімічна кінетика як основа для вивчення швидкостей та механізму біохімічних реакцій (фармакокінетика, токсикокінетика).

2. Швидкість хімічної реакції (гомогенної та гетерогенної).

3. Залежність швидкості реакції від концентрації. Закон діючих мас для швидкості реакції. Константа швидкості.

4. Порядок реакції. Кінетичні рівняння реакцій першого, другого та нульового порядку.

5. Поняття про механізм реакції. Молекулярність реакції.

6. Період напівперетворення – кількісна характеристика зміни концентрації в докільлі радіонуклідів, пестицидів тощо. Час розкладання у докільлі промислових, побутових відходів і продуктів життєдіяльності.

7. Залежність швидкості реакції від температури. Правило Вант-Гоффа. Особливості температурного коефіцієнта швидкості реакції для біохімічних процесів.

8. Енергія активації. Теорія активних співударів. Рівняння Арреніуса. Поняття про теорію перехідного стану (активованого комплексу).

9. Типи реакцій: паралельних, послідовних, спряжених, оборотних, конкуруючих, ланцюгових. Поняття про антиоксиданти. Вільнорадикальні реакції в живому організмі. Фотохімічні реакції, фотосинтез.

10. Каталіз та каталізатори (позитивні та негативні – інгібітори), промотори.

11. Уявлення про кінетику ферментативних реакцій. Ферменти як біологічні каталізатори. Особливості дії ферментів: селективність, ефективність, залежність ферментативної дії від температури та реакції середовища. Поняття про механізм дії ферментів.

12. Залежність швидкості ферментативних процесів від концентрації ферменту та субстрату. Активація та інгібування ферментів. Вплив екологічних факторів на кінетику ферментативних реакцій.

13. Хімічна рівновага. Константа хімічної рівноваги та способи її виразу. Зміщення хімічної рівноваги при зміні температури, тиску, концентрації речовин. Принцип Ле Шательє.

14. Реакції осадження та розчинення. Добуток розчинності. Умови випадіння та розчинення осадів. Роль гетерогенної рівноваги за участю солей у загальному гомеостазі організму.

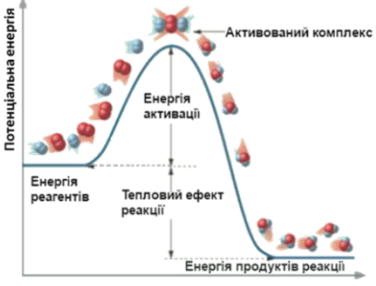

– перелік робіт, що підлягають вивченню:


| Термін | Визначення, формули, показники |
|---|---|
| Хімічна кінетика | Розділ фізичної хімії, який вивчає швидкості хімічних реакцій, їх залежність від різних факторів |
| Фармакокінетика (pharmakon – лікарський засіб + kinetikos – рух) | Галузь фармакології, яка вивчає шляхи введення ліків в організм, рух ліків в організмі, біотрансформацію, період напіввиведення і шляхи виведення ліків з організму |
| Токсикокінетика (toxicon – отрута + kinetikos – рух) | Розділ токсикології, який вивчає протікання у часі процесів надходження в організм, розподілу і перетворення, яким піддаються отруйні і шкідливі речовини в організмі. На токсикокінетичні впливають такі параметри: розмір молекул (впливає на здатність проникати крізь пори біологічних мембран); коефіцієнт розподілу (визначає здатність накопичуватися в середовищі: в ліпідах – ліпідорозчинні, у воді – водорозчинні); константа дисоціації молекули (визначає кількість іонів, які здатні проникати крізь біологічні бар'єри); хімічні властивості (визначають спорідненість токсиканту з хімічними і біохімічними елементами клітин, тканин, органів) |
| Хімічна реакція | Зміна речовини, при якій розриваються й утворюються хімічні зв'язки між атомами |
| Механізм хімічної реакції | Послідовність етапів, з яких складається хімічна реакція, кожен окремих етап є елементарним актом реакції |
| Гомогенні хімічні реакції | Вихідні речовини і продукти реакції знаходяться в однаковому агрегатному стані, тобто проходять у межах однієї фази: $\text{NaOH}_{(p)} + \text{HCl}_{(p)} = \text{NaCl}_{(p)} + \text{H}_2\text{O}_{(p)}$ $2\text{CO}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} = 2\text{CO}_{2(r)}$ |
| Гетерогенні хімічні реакції | Вихідні речовини і продукти реакції знаходяться в різних агрегатних станах, проходять на межі поділу фаз: $4\text{H}_2\text{O}_{(p)} + 3\text{Fe}_{(тв)} \rightleftharpoons 4\text{H}_{2(r)} + \text{Fe}_3\text{O}_{4(тв)}$ біохімічні реакції, які відбуваються на поверхні ферменту |

| Термін | Визначення, формули, показники |
|---|---|
| Швидкість хімічної реакції (v) | Зміна кількості речовини (Δn) за одиницю часу (Δt) в одиниці об'єму (V) для гомогенних реакцій: $v = \pm \frac{\Delta n}{V \Delta t} \text{ моль/м}^3 \cdot \text{с}$ і на одиницю поверхні (S) для гетерогенних реакцій: $v = \pm \frac{\Delta n}{\Delta t S} \text{ моль/м}^2 \cdot \text{с}$ |
| Кінетичне рівняння хімічного перетворення | Описує функцію залежності швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих компонентів |
| Закон діючих мас (К. Гульдберг і П. Вааге, 1867 р.) один з основних законів хімічної кінетики | Швидкість гомогенної хімічної реакції – прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у ступенях, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам у рівнянні хімічної реакції: $aA_{(r)} + bB_{(r)} \rightleftharpoons cC_{(r)}$ $u_{np} = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b$, $u_{зв} = k \cdot C_C^c$, або $u_{np} = k [A]^a [B]^b$, $u_{зв} = k [C]^c$, де k – константа швидкості хімічної реакції, що є коефіцієнтом пропорційності між швидкістю і концентрацією. Швидкість гетерогенної хімічної реакції – прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, які перебувають у газовій фазі або розчині, у ступенях, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам у рівнянні хімічної реакції: $C (тв) + CO_2 (г) \rightleftharpoons 2CO (г)$ $u_{np} = k [CO_2]$; $u_{зв} = k [CO]^2$ |
| Константа швидкості хімічної реакції (k) | Швидкість хімічної реакції при концентрації реагуючих речовин 1 моль/л. k залежить від природи реагуючих речовин, температури, наявності каталізатора і не залежить від концентрації речовин |
| Період напівперетворення ($T_{1/2}$) або напіврозпаду | Час, необхідний для реагування половини реагентів, або час, за який концентрація речовини зменшиться наполовину. Це кількісна характеристика зміни у доквіллі концентрації радіонуклідів, пестицидів тощо, а в медицині її використовують для визначення терміну придатності лікарських препаратів |
| Період напіввиведення | Фармакокінетичний параметр, який характеризує швидкість виведення лікарського засобу з організму пацієнта та означає втрату половини його фармакологічної активності. Він залежить від багатьох факторів, зокрема від швидкості обміну речовин (метаболізму) кожного пацієнта |
| Порядок реакції | Сума показників ступенів концентрацій у кінетичному рівнянні швидкості реакції |

| Термін | Визначення, формули, показники |
|---------------------------|--|
| Реакції нульового порядку | <p>Деякі реакції на твердій поверхні, їх швидкість не залежить від концентрації реагентів (розкладання амоніаку при високих температурах і тиску на поверхні вольфраму – швидкість не залежить від концентрації і парціального тиску амоніаку в системі)</p> $u = k_0 \text{ або } C_t = C_0 - k_0 t$ <p>Константу швидкості можна визначити графіком залежності $C_0 - C_t$ від часу t. Тангенс кута нахилу прямої лінії до осі абсцис дорівнює константі швидкості k_0.</p> $k_0 = \frac{1}{\tau} (C_0 - C_t)$ $\tau_{1/2} = \frac{C_0}{2} \cdot k_0$ |
| Реакції першого порядку | <p>$u = k_1 C \text{ N}_2\text{O}_5 = 2\text{NO}_2 + 1/2\text{O}_2$</p> $v = -\frac{dc}{d\tau} = k_1 C \text{ диференційний вигляд.}$ <p>Константу швидкості реакції можна визначити графічним способом, побудувавши графік у координатах $\lg C - t$. Тангенс кута нахилу одержаної прямої до осі абсцис дорівнює константі швидкості k_1.</p> $k_1 = \frac{1}{\tau} \ln \frac{C_0}{C} = 2,3 \cdot \frac{1}{\tau} \lg \frac{C_0}{C} \text{ інтегральний вигляд}$ $\tau_{1/2} = \frac{1}{k_1} \ln 2 = \frac{0,693}{k_1}$ |
| Реакції другого порядку | <p>$u = k_2 C_1 \cdot C_2$ вважаємо концентрації вихідних речовин однаковими</p> $u = k_2 C^2 \text{ N}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$ <p>Константа швидкості визначається за допомогою графіка, який будують у координатах $1/C$ від t: тангенс кута нахилу прямої до осі абсцис дорівнює константі швидкості k_2.</p> $k_2 = \frac{1}{\tau} \frac{C_0 - C}{C_0 C}$ $\tau_{1/2} = \frac{1}{k_2 C_0}$ |
| Реакції третього порядку | <p>У хімії зустрічаються рідко, в біохімії не мають практичного значення</p> $u = kC^3 \text{ або } u = kC_1^2 \cdot C_2$ $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ |

| Термін | Визначення, формули, показники |
|--|--|
| Молекулярність | Кількість частинок (атомів, молекул, іонів), які беруть участь в елементарному акті взаємодії. Порядок та молекулярність збігаються для простих реакцій, а розбіжність порядку та молекулярності зумовлено тим, що стехіометричне рівняння описує процес у цілому і не відображає механізм процесу |
| Мономолекулярні реакції | Реакції, в яких в елементарному акті бере участь одна молекула $\text{CH}_3\text{-CHO} \rightarrow \text{CH}_4 + \text{CO}$ |
| Бімолекулярні реакції | Реакції, в яких в елементарному акті беруть участь дві молекули $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightarrow 2\text{HI}$ |
| Тримолекулярні реакції | Реакції, в яких в елементарному акті зустрічаються три молекули $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ |
| Емпіричне правило Вант-Гоффа (1884 р.) (застосовується при 273 – 373 К) | При підвищенні температури у системі на 10 градусів швидкість хімічних реакцій збільшується у 2–4 рази $v_{T_2} = v_{T_1} \cdot \gamma^{10}$ |
| Температурний коефіцієнт (γ) | Показує, у скільки разів зростає швидкість даної реакції при підвищенні температури на 10° $\gamma = \frac{k_{T+10}}{k_T}$ |
| Метод прискореного старіння лікарської форми | Метод визначення терміну придатності лікарського засобу, розроблений на підставі правила Вант-Гоффа |
| Теорія активних співударів – сформульована С. Арреніусом (1889 р.) | Хімічна реакція відбувається тільки при зіткненні молекул або частинок. Кількість зіткнень залежить від інтенсивності теплового руху молекул (тобто від температури). До хімічної взаємодії призводить лише зіткнення активних молекул (реакційно-здатних), які мають певний запас кінетичної енергії ($E_k \geq 3,7$ кДж/моль) для подолання енергетичного бар'єра (подолання сил відштовхування між електронними оболонками молекул при зближенні й їх зіткненні) |
| Енергія активації | Важлива характеристика хімічних і біохімічних перетворень. Вона визначається як надлишкова кількість середньої енергії молекул у момент зіткнення, що необхідна для хімічної взаємодії, яка приводить до утворення продуктів реакції. Крім того, це енергетичний бар'єр між вихідними |

| Термін | Визначення, формули, показники |
|--|---|
|  <p>Енергетична діаграма для одностадійної реакції</p> <p>Енергія активації, на відміну від ΔH завжди величина позитивна</p> | <p>речовинами і продуктами реакції. Для більшості хімічних реакцій значення E_a становить від 40 до 250 кДж/моль – це важливий критерій оцінки швидкості хімічної реакції. $E_a < 40$ кДж/моль – реакція відбувається миттєво; $40 < E_a < 120$ кДж/моль – велика швидкість; $E_a > 120$ кДж/моль – дуже мала швидкість. Енергія активації не залежить від температури, але залежить від природи реагуючих речовин, присутності каталізаторів</p> |
| <p>Теорія активного комплексу (перехідного стану)</p> | <p>Перехідний комплекс – стан системи взаємодіючих молекул, коли старі зв'язки ще не розірвалися, а нові ще не утворилися, але перерозподіл зв'язків уже почався. Ця теорія визначає енергетично більш вигідний напрям реакції і застосовується для визначення швидкості реакції</p> |
| <p>Енергетична діаграма</p> | <p>Вздовж осі ординат відкладено енергію, а вздовж осі абсцис – шлях реакції. Для будь-якого хімічного процесу виділяють початковий, проміжний та кінцевий стани. На вершині енергетичного бар'єра реагенти знаходяться у проміжному стані, який зветься активованим комплексом або перехідним станом. Різниця між енергією активованого комплексу та початковою енергією реагентів дорівнює E_a, а різниця в енергіях продуктів реакції та вихідних речовин – ΔH</p> |
| <p>Енергетична діаграма екзотермічної реакції</p> |  <p>Для екзотермічної реакції продукти розташовані на більш низькому енергетичному рівні, ніж реагенти ($E_a < \Delta H$)</p> |

| Термін | Визначення, формули, показники |
|---|--|
| Енергетична діаграма ендотермічної реакції |  <p>Для ендотермічної реакції потенціальна енергія продуктів вища, ніж реагентів ($E_a > \Delta H$)</p> |
| Рівняння Арреніуса | $k = A \cdot e^{-E_a/RT}$ <p>де k – константа швидкості реакції; A – передекспоненційний множник, що відображає частку ефективних зіткнень, приймає значення від 0 до 1; E_a – енергія активації, Дж/моль; R – універсальна газова стала, 8,314 Дж/моль К; T – абсолютна температура; e – основа натурального логарифму.</p> <p>Рівняння Арреніуса зв'язує константу швидкості реакції з температурою:</p> $\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}$ <p>Чим більша температура, тим більша константа швидкості реакції. Не кожне зіткнення може бути ефективним. Вірогідність ефективних зіткнень можна охарактеризувати за допомогою ентропії активації ΔS_a. Тоді рівняння Арреніуса матиме вигляд:</p> $k = A \cdot e^{-E_a/RT} \cdot e^{\Delta S_a/R}$ <p style="text-align: center;"> ентальпійний ентропійний фактор фактор </p> <p>Таким чином, факторами, які обумовлюють можливість перебігу реакції, є: 1) $\Delta G < 0$; 2) E_a; 3) ΔS_a</p> |
| Особливості протікання біохімічних процесів | <ol style="list-style-type: none"> Є ферментативними, відбуваються за наявності біокатализаторів – ферментів. Енергія активації в 2–3 рази менша, ніж у неорганічних. Температурний коефіцієнт – коефіцієнт у межах 7–10. Під час деяких хірургічних операцій тіло пацієнта охолоджують, щоб уповільнити перебіг метаболічних процесів, знизити швидкість циркуляції крові та частоту дихання |

| Термін | Визначення, формули, показники |
|--|--|
| Типи складних реакцій: паралельних, послідовних, спряжених, оборотних, конкуруючих, ланцюгових | Складні реакції – реакції, в яких загальне кінетичне рівняння вміщує кілька сталих швидкостей реакцій. До них належать паралельні, послідовні, спряжені, оборотні, конкуруючі, ланцюгові |
| Паралельні реакції | Реакції, при яких однакові вихідні речовини утворюють різні продукти внаслідок проходження реакцій у різних умовах |
| Послідовні реакції | Реакції, які проходять через деякі послідовні стадії |
| Спряжені реакції | $A + B \rightarrow M; A + C \rightarrow N$. При цьому перша реакція може протікати самостійно, тоді як друга – тільки при наявності першої реакції. Речовина В є індуктором реакції А+С (явище вивчено Н. Шиловим у 1905 р. і називається хімічна індукція) |
| Конкуруючі реакції | Реакції, в яких одна і та сама активна частинка може одночасно брати участь у кількох реакціях з утворенням різних продуктів |
| Ланцюгові реакції | Реакції, в яких можливість протікання кожного елементарного акту спряжена з успішним проходженням попереднього акту і, в свою чергу, зумовлює наступний акт |
| Поняття про антиоксиданти. Вільнорадикальні реакції в живому організмі | Під дією різних факторів (зокрема УФ, рентгєнське випромінювання) в організмі утворюються вільні радикали, <i>in vivo</i> – пероксидні. α -токоферол (вітамін Е) виконує в організмі роль антиоксиданта, його антиокиснювальна функція визначається здатністю зв'язувати активні вільні радикали в клітині |
| Фотохімічні реакції, фотосинтез | Відбуваються під дією видимого або УФ-випромінювання, підкоряються закону Гротгуса: хімічне перетворення речовини може спричинити тільки світло, яке поглинається цією речовиною. Фотохімічні процеси поширені в природі, до них належать галогенування, розкладання фотоматеріалів, фотосинтез, інші біохімічні процеси, які зумовлені дією на організм світла і пов'язані з його впливом на активність ферментів (зір – в основі лежить реакція фотоізомеризації ретиналю) |
| Каталіз | Явище зміни швидкості хімічної реакції під впливом додавання невеликої кількості специфічної речовини, кількість якої під час реакції не змінюється |
| Каталізатор | Проста або складна речовина, що реагує на проміжних стадіях процесу, змінює його швидкість, регенерується в кінці реакції, тобто залишається у хімічно незміненому стані |

| Термін | Визначення, формули, показники |
|------------------------------------|--|
| Каталітична реакція | Реакція, яка відбувається за участю каталізаторів |
| Позитивний каталіз | Явище, при якому швидкість хімічної реакції під дією каталізатора зростає |
| Негативний каталіз | Явище, при якому швидкість хімічної реакції під дією каталізатора зменшується |
| Позитивний каталізатор | Речовина, яка прискорює швидкість хімічної реакції |
| Негативний каталізатор (інгібітор) | Речовина, яка сповільнює або припиняє хімічну реакцію |
| Промотор (активатор) | Речовина, яка не має каталітичних властивостей, проте посилює дію каталізаторів |
| Гомогенний каталіз | Каталізатор та реагенти знаходяться в одній фазі (газофазний, рідиннофазний) |
| Гетерогенний каталіз | Каталізатор та реагенти знаходяться в різних фазах каталіз рідкими каталізаторами, які збільшують швидкість взаємодії між рідинами та газами або між рідинами, що не змішуються каталіз твердими каталізаторами, які прискорюють взаємодії між рідкими та газоподібним речовинами |
| Мікрогетерогенний каталіз | Процеси відбуваються у рідкій фазі за участі колоїдних часток металів як каталізатора |
| Ферментативний каталіз | Процеси у біологічних системах за участі білкових сполук – ферментів |
| Автокаталіз (аутокаталіз) | Явище, якщо каталізатор є одним із продуктів реакції |
| Кислотно-основний каталіз | Частина реакцій може каталізуватися кислотами або основами, проходить через стадію перенесення протона з однієї молекули до іншої |
| Механізм дії каталізатора | <p>Енергія активації реакції без каталізатора $E_{a(1)}$ більша, ніж за наявності каталізатора $E_{a(2)}$, тому що за наявності каталізатора змінюється механізм реакції. Під впливом каталізатора спочатку утворюється проміжний комплекс речовини А з каталізатором (KtA^*), потім під дією речовини В цей комплекс руйнується й утворюється продукт АВ і каталізатор в незмінному вигляді. Проміжні комплекси речовин із каталізатором KtA^* і $KtAB^*$ характеризуються меншою енергією, ніж комплекс AB^*:</p> $E_{a(1)} + E_{a(2)} < E_a.$ <p>Різниця між каталітичним і некаталітичним протіканням реакції полягає у способі подолання енергетичного бар'єра. Швидкість сумарного каталітичного процесу пропорційна концентрації каталізатора</p> |

| Термін | Визначення, формули, показники |
|--------------------------------------|---|
| Біохімічні процеси | Каталітичні процеси, в яких беруть участь як каталізатори, специфічні речовини – ферменти, або ензими, і тому часто ці процеси називаються ферментативними |
| Ферменти | Білкові каталізатори біохімічних реакцій, необхідних для життєдіяльності організму, речовини, які виробляються клітинами живих організмів і значно збільшують швидкість біохімічних процесів. Нині ферменти визначають як біокаталізатори. Поділяються на прості (мають тільки білкову природу) і складні (складаються з білка і коферменту, який пов'язаний із білком ковалентними або нековалентними зв'язками) |
| Класифікація ферментів | |
| Оксидоредуктази | Каталізують окисно-відновні реакції за участю двох субстратів (окиснення молочної кислоти до піровиноградної кислоти під дією оксидоредуктази (НАД ⁺)) |
| Трансферази | Каталізують перенесення алкільних, ацильних, альдегідних, кетонних груп, а також груп, які містять сульфур і фосфор (ацилювання холіну під дією трансферази з одержанням ацетилхоліну) |
| Гідролази | Каталізують гідроліз естерових, етерових, пептидних, глікозидних зв'язків (гідроліз <i>in vivo</i> білків, жирів, вуглеводів) |
| Ліази | Беруть участь в утворенні подвійних зв'язків і приєднанні до них, а також у біохімічних реакціях, де відбувається відщеплення атомів або груп атомів за негідролітичним механізмом (перетворення гліцерин-1-фосфату до гідроксиацетону і гліцеринового альдегіду) |
| Ізомерази | Каталізують взаємоперетворення оптичних, геометричних і конфігураційних ізомерів (перетворення транс-ретиналу у цис-ретиналь) |
| Ліази (синтетази) | Каталізують поєднання двох молекул, спряжених із розірванням пірофосфатного зв'язку АТФ чи подібного сполучення (глутамінова кислота перетворюється в глутамін за участю НАД ⁺ , NH ₃) |
| Важливі властивості ферментів | |
| Специфічність | Властивість ферменту вибирати з багатьох субстратів один чи декілька близьких за хімічною природою |
| Абсолютна специфічність | Певний фермент у даних умовах каталізує тільки одну біологічну реакцію, діє тільки на один субстрат |
| Абсолютна групова специфічність | Фермент діє на декілька близьких субстратів, які мають подібну будову |

| Термін | Визначення, формули, показники |
|--|--|
| Відносна групова специфічність | Фермент специфічний до типу хімічного зв'язку і допускає зміну субстрату (пепсин, трипсин гідролізують пептидні зв'язки; естераза гідролізує естерові зв'язки у жирах) |
| Стереохімічна специфічність | Фермент діє тільки на один із просторових ізомерів (цис- або транс-) |
| Вузький інтервал температур | T = 10–56 °C. Із підвищенням температури зростає каталітична дія ферментів і досягає максимуму при оптимальній температурі 36,6 °C, що відповідає нормальному фізіологічному стану людини (а далі зменшується: за вищих температур руйнується білкова структура ферменту (денатурація)). За нижчих температур протікання ферментативних процесів сповільнюється у зв'язку зі зростанням в'язкості внутрішньо- і міжклітинних рідин. Але кожне правило має виключення: рибонуклеаза виявляє активність у температурному діапазоні вище 60 °C і нижче 0 °C |
| Вплив рН середовища на швидкість ферментативних реакцій | Концентрація H ⁺ , за якої швидкість ферментативної реакції максимальна – є оптимальною для функціонування даного ферменту. Оптимум ферментативної активності в організмі людини перебуває в межах 4–10 рН. Деякі ферменти активні і при інших значеннях рН: фермент пепсин, який гідролізує пептидні зв'язки у шлунку, активний у кислому середовищі рН = 1,0–2,2. Аргіназа, яка гідролізує пептидні зв'язки у дванадцятипалій кишці, бере участь у виділенні амоніаку з організму у вигляді сечовини, виявляє активність при рН = 9,5–10,2 |
| Модель каталітичної реакції Е. Фішера (1890 р.) | Описує взаємодію субстрату і ферменту за аналогією до системи "ключ–замок". Замком є тверда структура активного центру, а кожний фермент має порожнину, в яку входить субстрат, порожнина – це активний центр ферменту |
| Теорія Міхаеліса–Ментен (1913 р.) | $S + E \xrightleftharpoons[K_2]{K_1} ES \xrightarrow{K_3} E + P$ <p>де E і S – фермент та субстрат; P – продукт реакції; k₁ – константа швидкості утворення інтермедіату; k₂ – константа швидкості його розпаду; k₃ – константа швидкості переходу проміжного комплексу в продукт реакції і фермент</p> |

| Термін | Визначення, формули, показники |
|---|--|
| Константа Міхаеліса–Ментен | $V = \frac{V_{\max}}{2} = k_m$ концентрація субстрату, при якій швидкість ферментативної реакції складає половину від максимальної. $k_m = (k_2 + k_3) / k_1$ – константа Міхаеліса. Її величина залежить від рН, температури й природи субстрату |
| Інгібування каталітичної дії ферментів | Інгібітори ферментативних реакцій – зменшують активність ферментів. Каталітичну дію гемових білків гальмують такі інгібітори: ціаніди, або СО; АТФ-ази – стануморганічні сполуки та деякі антибіотики; карбоангідрази – аніони карбонових кислот. Фармакологічні блокатори ангіотензин-перетворюючого ферменту (каптоприл, лізиноприл) завдяки такому механізму дії нормалізують артеріальний тиск |
| За характером зв'язування інгібітору з ферментом: оборотні та необоротні | <i>Оборотні інгібітори</i> утворюють нестійкі комплекси з ферментами, які легко дисоціюють, тому активність ферменту після дисоціації відновлюється. <i>Необоротні інгібітори</i> міцно зв'язуються з ферментом, утворений комплекс не дисоціює й активність таких ферментів практично не відновлюється |
| За механізмом дії ферментативні інгібітори поділяють на конкурентні і неконкурентні | <i>Конкурентні</i> – їх хімічна будова подібна до будови субстрату, інгібітор і субстрат конкурують за активний центр ферменту. Каталітична дія ферменту відновлюється. Дія сульфаніламідних препаратів заснована на їх конкурентній реакції з параамінобензойною кислотою, що не дає змоги утворення фолієвої кислоти, відбувається стримування зростання бактерій. <i>Неконкурентні</i> – безпосередньо приєднуються до каталітичних груп активного центру ферменту (ціанід-іони міцно зв'язують з іонами Fe(III) активного центру деяких ферментів, блокують фермент, який стає неактивним, порушується процес клітинного дихання, виникає гіпоксія. Важкі метали (ртуть, свинець, кадмій, їх органічні сполуки, тетраетилсвинець) токсичні для організму людини у зв'язку з їх властивістю блокувати SH-групи, які входять до складу активних центрів ферментів. У малих дозах іони важких металів виконують роль неконкурентних інгібіторів, а у більших вони виступають сильними дезактиваторами ферментів |

| Термін | Визначення, формули, показники |
|---|--|
| Ензимологія | Вчення про ферменти – знайшло практичне застосування в різних галузях господарства: харчовій, легкій промисловості, у медицині, фармації |
| Медична ензимологія | Нова галузь медицини, яка включає розділи: ензимодіагностика (дослідження ферментів у біологічних рідинах та тканинах із діагностичною та прогностичною метою); ензимопатологія (використання ферментів для вивчення патогенезу низки захворювань); ензимотерапія (лікувальне застосування ферментів, їх активаторів та інгібіторів як лікарських препаратів); системна ензимотерапія – пероральне застосування комбінованих ферментів тваринного та рослинного походження з лікувальною метою |
| Необоротні реакції. Ознаки необоротних реакцій: випадає осад; виділяється газ; утворюється малодисоційована сполука; реакція супроводжується виділенням великої кількості енергії | Хімічні реакції, що відбуваються в одному напрямку до повного перетворення вихідних речовин у продукти реакції $\text{HCl} + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{HON}$ |
| Оборотні реакції | Хімічні реакції, що за однакових умов відбуваються у двох протилежних напрямках: прямому і зворотному. У рівняннях оборотних реакцій замість "=" ставиться " \rightleftharpoons ": $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ |
| Хімічна рівновага | Стан оборотної реакції, у якому швидкість прямої реакції та зворотної реакції однакові $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$, $U_{\text{прямої р-ції}} = U_{\text{зворотної р-ції}}$. Можливість проходження реакції в прямому чи зворотному напрямку визначається співвідношенням ентальпійного та ентропійного чинників у момент рівноваги $\Delta H = T \cdot \Delta S$, $\Delta G = 0$ |
| Константа рівноваги ($K_{\text{рівн}}$) | Кількісна характеристика хімічної рівноваги, відношення константи швидкості прямої та зворотної реакцій у момент рівноваги $K_{\text{рівн}} = \frac{k_1}{k_2}$ |
| Математичний закон діючих мас для оборотних реакцій Якщо $K_p > 1$, то швидше іде пряма реакція; $\Delta G < 0$. Якщо $K_p < 1$, то швидше іде зворотна реакція; $\Delta G > 0$. Якщо $K_p = 1$, то $\Delta G = 0$ (стан рівноваги) | У стані хімічної рівноваги при даній температурі добуток концентрацій продуктів реакції у ступенях, показники яких дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам, поділений на добуток концентрацій реагентів у відповідних ступенях, є величиною сталою і називається константою рівноваги: |

| Термін | Визначення, формули, показники |
|---|---|
| | <p>Для гомогенної реакції в загальному вигляді: $a A + v B \rightleftharpoons c C + d D$</p> $K_{\text{рівн}} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$ <p>Константа рівноваги <i>не залежить</i> від концентрації речовин, але <i>залежить</i> від їх природи та температури процесу. <i>Каталізатор не впливає</i> на величину константи рівноваги, оскільки він однаковою мірою підвищує швидкість як прямої, так і зворотної реакцій</p> |
| Вплив зовнішніх чинників на хімічну рівновагу – принцип Ле Шательє | Якщо на систему, яка перебуває у стані динамічної рівноваги, подіяти зовнішнім чинником, то хімічна рівновага системи буде змінюватися у напрямку протилежному до цієї дії |
| Вплив температури | При <i>підвищенні</i> температури хімічна рівновага зміщується у напрямку ендотермічної реакції. При <i>зниженні</i> температури хімічна рівновага зміщується у напрямку екзотермічної реакції |
| Вплив тиску | <i>Підвищення тиску</i> призводить до зміщення рівноваги в бік утворення тих речовин, які займають меншу суму мольних об'ємів. <i>Зниження тиску</i> призводить до зміщення рівноваги в бік утворення тих речовин, які займають більшу суму мольних об'ємів. Якщо об'єм системи <i>не змінюється</i> , то тиск <i>не впливатиме</i> на стан рівноваги |
| Вплив концентрації | При збільшенні концентрації будь-якої з речовин, які беруть участь у процесі, рівновага зміщується у бік витрати цієї речовини і навпаки |
| Принцип Ле Шательє поширюється не тільки на хімічні, а й на фізичні та біохімічні рівноваги | <p>Фізичні рівноваги: порушення рівноваги при зміні умов перебігу таких процесів як кипіння, кристалізація, розчинення відбувається згідно з принципом Ле Шательє.</p> <p>Біохімічні рівноваги: зв'язування гемоглобіном (Hb) кисню (O₂) з утворенням оксигемоглобіну (HbO₂) відбувається за рівнянням: $Hb + O_2 \rightleftharpoons HbO_2$</p> $K_{\text{рівн.}} = \frac{[HbO_2]}{[Hb][O_2]} = 1300$ <p>Збільшення концентрації O₂ призводить до зв'язування O₂ з Hb і зміщення рівноваги вправо – у бік утворення оксигемоглобіну. Навпаки, якщо чадний газ CO зв'язується з гемоглобіном, утворюючи більш стійкий комплекс, ніж з O₂, концентрація гемоглобіну при цьому зменшується, і рівновага зміщується вліво – у бік розкладу, руйнування оксигемоглобіну</p> |

| Термін | Визначення, формули, показники |
|--|--|
| Рівновага в гетерогенних системах | |
| Розчинність (S) даної речовини | Дорівнює її молярній концентрації в насиченому розчині (моль/л). Вона залежить від природи розчинника, температури й концентрації іонів у розчині |
| Добуток розчинності (ДР) | <p>Стала величина, яка є добутком молярних іонів у насиченому розчині малорозчинного електроліту при певній температурі. Характеризує розчинність малорозчинних електролітів, визначається природою електроліту та полярністю електроліту і залежить від температури. За величиною ДР можна визначити мало розчинних електролітів у воді та в розчинах, що містять інші електроліти. Розчинність будь-якого важкорозчинного електроліту сполуки A_xB_y (S, моль/л) можна розрахувати за формулою:</p> $S = \sqrt[x+y]{\frac{ДРА_xB_y}{x^x y^y}}$ |
| Зміщення іонних гетерогенних рівноваг відбувається відповідно до принципу Ле Шательє | <p>Зміна концентрації однойменних (що входять до складу солі) іонів спричиняє зміну розчинності електроліту, оскільки добуток розчинності – величина постійна. Тому:</p> <p>а) осад утвориться, якщо $ДІ > ДР$: добуток реальних концентрацій його іонів у розчині (ДІ) з урахуванням коефіцієнтів у рівнянні дисоціації даного електроліту більше ДР – табличної величини при даній температурі;</p> <p>б) осад розчиняється, якщо $ДІ < ДР$. Цього можна досягти розведенням розчину, або зв'язуванням одного з іонів у більш міцну сполуку;</p> <p>в) якщо $ДІ$ дорівнює $ДР$, то встановлюється рівновага між насиченим розчином та осадом</p> |
| Роль гетерогенної рівноваги за участю солей у загальному гомеостазі організму | <p>В організмі людини найважливіші гетерогенні процеси за участю неорганічних іонів пов'язані в першу чергу з утворенням і розчиненням мінеральної основи кісткової тканини.</p> <p>Її основний компонент – гідроксоапатит, гідроксофосфат кальцію $Ca_5(OH)(PO_4)_3$.</p> <p>Слабколужне середовище плазми, а також збільшення концентрації фосфат-іонів у клітинах кісткової тканини сприяють процесу перетворення кальцій гідрогенфосфату на гідроксиапатит. Утворення кісткової тканини можна виразити схемою:</p> $5Ca^{2+} + 3HPO_4^{2-} + OH^- \leftrightarrow Ca_5(OH)(PO_4)_3 + 4H^+ \quad (1)$ |

| Термін | Визначення, формули, показники |
|--------|---|
| | <p>Рівняння показує, що в кислому середовищі кісткова тканина руйнується. Формування кісткової тканини починається із плазми крові. У плазмі утримуються необхідні для цього катіони кальцію, а також дигідро- і гідрофосфат-іони. Крім цього, у ній же перебувають і катіони, і аніони, що забезпечують відповідну кислотно-основну рівновагу. Концентрація катіона кальцію в плазмі становить $2,5 \times 10^{-3}$ моль/л, але лише частина його, а саме 1×10^{-3} моль/л, знаходиться в іонізованому стані. Концентрація гідрофосфат-іону в плазмі – $2,9 \times 10^{-4}$ моль/л.</p> $D_i = [Ca^{2+}][HPO_4^{2-}] = 10^{-3} \times 2,9 \times 10^{-4} = 2,9 \times 10^{-7}$ <p>Із табличних даних видно, що ці концентрації недостатні для утворення осаду $CaHPO_4$ ($DP = 2,7 \times 10^{-7}$), тому що розчин лише злегка перенасичений. Тому у плазмі кристалізація призводить до утворення малих кількостей мікрокристаліків гідрофосфату кальцію.</p> <p>У клітинах кісткової тканини, які омиваються кров'ю – остеобластах, внаслідок ферментативного гідролізу органічних речовин, що містять фосфор, утворюється PO_4^{3-}. Оскільки кров має слабколужне середовище, відбувається перехід $CaHPO_4$ в гідроксиапатит.</p> $5CaHPO_4 + 6OH^- \rightleftharpoons Ca_5(OH)(PO_4)_3 + 2PO_4^{3-} + 5H_2O.$ <p>Підвищення кислотності середовища сприяє розчиненню гідроксиапатиту, оскільки рівновага реакції (1) зміщується вліво.</p> <p>Під впливом каріогенних бактерій у ротовій порожнині утворюються органічні кислоти, що призводить до розчинення гідроксиапатиту і виникнення карієсу зубів. Недостатня концентрація в організмі іонів кальцію та фосфат-іонів призводить до розм'якшення кісток, що спостерігають при рахітах, вагітності та у космонавтів під час їх тривалого перебування за умов невагомості.</p> <p>Патологічні стани виникають через надлишок цих іонів внаслідок відкладання малорозчинних солей у нирках, печінці або на стінках кровоносних судин. Найчастіше в нирках спостерігають утворення каменів у вигляді солей кальцію – фосфатів, уратів та оксалатів, а в печінці – карбонатів та білірубінату (продукту розкладання гемоглобіну).</p> |

| Термін | Визначення, формули, показники |
|--------|--|
| | Методи лікування цих патологій ґрунтуються на використанні медичних препаратів або деяких видів мінеральних вод, здатних розчиняти камені і вимивати їх, наприклад, трускавецької мінеральної води "Нафтуса" |

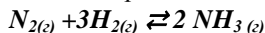
– перелік практичних навичок, якими необхідно оволодіти:

записувати кінетичні рівняння; визначати константу рівноваги прямого й оборотного хімічного процесу, визначати залежність швидкості хімічної реакції від температури й концентрації реагуючих речовин, визначати кінетичні параметри: порядок, молекулярність реакції, вміти вирішувати задачі з визначення швидкості хімічних реакцій (прямих і зворотних) та зміні швидкостей при впливі на систему різних факторів (зміна тиску, концентрації, температури); вміти визначати температурний коефіцієнт реакції та вирішувати задачі з використанням емпіричного правила Вант-Гоффа; інтерпретувати залежність швидкості хімічної реакції від енергії активації, пояснювати особливості дії каталізаторів, пояснювати механізм дії ферментів і особливості ферментативного каталізу, аналізувати хімічну рівновагу і пояснювати її з позиції термодинаміки і кінетики, вирішувати задачі, використовуючи принцип Ле Шательє; пояснювати вплив зовнішніх чинників на хімічну рівновагу, аналізувати умови випадання і розчинення осадів, пояснювати роль гетерогенної рівноваги за участю солей у загальному гомеостазі організму на конкретних прикладах, виконувати лабораторну роботу з визначення впливу концентрації тіосульфату натрію на швидкість розкладання тіонітратної кислоти і розраховувати умовну швидкість реакції; визначати температурний коефіцієнт реакції розкладання тіонітратної кислоти, аналізувати результати, отримані у лабораторній роботі, та робити висновки.

8. Ситуаційні задачі для визначення кінцевого рівня знань

8.1. Ситуаційні задачі з алгоритмами їх вирішення

1. Записати константу рівноваги оборотного хімічного процесу:

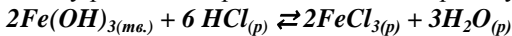


Алгоритм рішення

Система гомогенна, тому за законом діючих мас константа рівноваги оборотного хімічного процесу має вигляд:

$$K_{\text{рівн.}} = \frac{[NH_3 (r)]^2}{[N_2 (r)][H_2 (r)]^3}$$

2. Записати константу рівноваги прямого хімічного процесу:

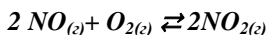


Алгоритм рішення

Система гетерогенна, тому концентрація більш конденсованої твердої фази не змінюється та її не пишуть у рівняння; за законом діючих мас константа рівноваги прямого хімічного процесу має вигляд:

$$K_{\text{рівн.}} = \frac{[\text{HCl}_{(\text{р})}]^6}{[\text{FeCl}_{3(\text{р})}]^2 [\text{H}_2\text{O}_{(\text{р})}]^3}$$

3. Визначити, як зміниться швидкість реакції при підвищенні тиску у 2 рази:



Алгоритм рішення

Якщо початкові (вихідні) концентрації $[\text{NO}] = x$, а $[\text{O}_2] = y$, то початкова швидкість реакції v_1 дорівнює:

$$v_1 = k \cdot x^2 \cdot y$$

У разі підвищення тиску у 2 рази концентрації також збільшуються у 2 рази: $[\text{NO}]' = 2x$, а $[\text{O}_2]' = 2y$, і швидкість змінюється:

$$v_2 = k \cdot (2x)^2 \cdot 2y = k \cdot 4x^2 \cdot 2y = k \cdot 8x^2y$$

$$\text{Визначаємо } \frac{v_2}{v_1} = \frac{k \cdot 8x^2y}{k \cdot x^2y} = 8$$

Відповідь. Швидкість збільшиться у 8 разів.

4. У скільки разів збільшиться швидкість хімічної реакції при підвищенні температури на 40° , якщо $\gamma = 2$?

Алгоритм рішення

v_1 – швидкість реакції до підвищення температури;

v_2 – швидкість реакції після підвищення температури.

Використовуємо рівняння Вант-Гоффа:

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\Delta T/10}$$

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{40/10} = 2^4 = 16.$$

Відповідь. Швидкість збільшиться у 16 разів.

5. Температурний коефіцієнт реакції дорівнює 3. Визначити, як зміниться швидкість реакції при зниженні температури на 30° .

Алгоритм рішення

$\Delta T = -30^\circ$, бо температура зменшується.

Використовуємо рівняння Вант-Гоффа:

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\Delta T/10}$$

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{-30/10} = 3^{-3} = \frac{1}{27}$$

Відповідь. Швидкість зменшиться у 27 разів.

6. У скільки разів необхідно збільшити тиск у системі: $N_2 + O_2 \rightarrow 2NO$, щоб швидкість утворення NO збільшилася у 100 разів?

Алгоритм рішення

Записуємо кінетичне рівняння швидкості прямої реакції:

$$v_1 = k \cdot [N_2][O_2]$$

$$100 = k \cdot x \cdot [N_2] \cdot x \cdot [O_2] = k \cdot x^2 \cdot [N_2] \cdot [O_2]$$

$$x^2 = 100;$$

$$x = \sqrt{100} = 10.$$

Відповідь. У 10 разів необхідно збільшити тиск у системі.

7. У який бік буде зміщуватися рівновага у гомогенній системі: $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2SO_{3(g)}$, якщо тиск при постійній температурі збільшиться у 4 рази?

Алгоритм рішення

За законом діючих мас швидкості прямої (v_1) і зворотної (v_2) реакцій визначаємо за кінетичними рівняннями:

$$v_1 = k_1 \cdot [SO_2]^2 [O_2]$$

$$v_2 = k_2 \cdot [SO_3]^2$$

При підвищенні тиску в 4 рази будуть збільшуватися концентрації кожного компонента реакції у 4 рази теж:

$$v_1' = k_1 \cdot (4[SO_2])^2 (4[O_2]) = k_1 \cdot 16 \cdot 4 [SO_2]^2 [O_2] = 64 v_1$$

$$v_2' = k_2 \cdot (4[SO_3])^2 = k_2 \cdot 16 \cdot [SO_3]^2 = 16 v_2$$

Відповідь. При підвищенні тиску в системі у 4 рази швидкість прямої реакції зростає в 64 рази, а швидкість зворотної – в 16 разів, тому хімічна рівновага зміщується зліва на право, тобто в бік прямої реакції.

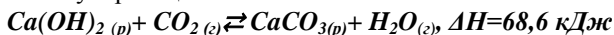
8. У який бік зміщується рівновага при підвищенні температури і загального тиску в реакції:



Алгоритм рішення

При підвищенні температури рівновага зміщується в бік процесу, який відбувається з поглинанням теплоти: праворуч, в бік утворення CO, а при підвищенні тиску навпаки, ліворуч, в бік утворення CO_2 .

9. У який бік зміщується рівновага при підвищенні температури і загального тиску в реакції:

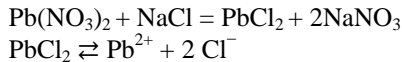


Алгоритм рішення

Підвищення температури зміщує рівновагу в бік ендотермічного процесу (у бік утворення початкових речовин, ліворуч). Підвищення тиску не призведе до зміщення рівноваги, тому що кількість молекул газоподібних речовин у початкових і кінцевих продуктах однакові.

10. Змішані рівні об'єми розчинів $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ та NaCl з однаковою молярною концентрацією 0,1 моль/л. Чи утвориться осад PbCl_2 , якщо змішування розчинів відбувалось при 25 °C та ДР (PbCl_2) = $2,4 \times 10^{-4}$?

Алгоритм рішення



З умов задачі молярна концентрація реагуючих речовин дорівнює 0,1 моль/л, а при змішуванні рівних об'ємів концентрація зменшується у 2 рази.

$$\text{ДІ} = [\text{Pb}^{2+}] \times [\text{Cl}^-]^2 = \frac{0,1}{2} \times \left(\frac{0,1}{2}\right)^2 = 0,05^3 = 1,25 \times 10^{-4} < \text{ДР} (2,4 \times 10^{-4}).$$

Відповідь. ДІ < ДР осад не утворюється.

8.2 Ситуаційні задачі для самоконтролю

1. Використовуючи інтернет, знайдіть дані про час розкладання органічного сміття (відходів продуктів харчування); поліетиленових пакетів; пластикових пляшок; алюмінієвої харчової фольги; алюмінієвих банок; батарейок та акумуляторів для побутових приладів; офісного паперу; натуральної шкіри; вовни. Зробіть висновки про доцільність вторинної переробки та сортування сміття.

2. Використовуючи інтернет, знайдіть дані про період напіввиведення з кісток плутонію, кадмію, плюмбуму, а також з організму полонію, цезію і розташуйте їх у рядок за зменшенням періоду напіввиведення.

3. Як графічно визначити порядок реакції й константу швидкості для реакцій нульового порядку?

4. Як графічно визначити порядок реакції й константу швидкості для реакцій першого порядку?

5. Напишіть рівняння для швидкості прямої та зворотної реакції: $2\text{CO}_4 + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$. Як зміниться швидкість цієї реакції, якщо концентрацію кисню зменшити у 2 рази?

6. Дві хімічні реакції однакового порядку мають, відповідно, температурні коефіцієнти швидкості реакції: $\gamma = 2$, $\gamma = 4$. Для якої з реакцій енергія активації буде більшою? Відповідь обґрунтувати.

7. Розрахувати швидкість реакції: $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) = 2\text{HI}(\text{г})$, якщо початкова концентрація водню дорівнює 0,5 моль/л, концентрація йоду – 0,2 моль/л. Константа швидкості дорівнює 0,18 л/моль с.

8. При підвищенні температури на 30° швидкість реакції зросла у 64 рази. Визначте температурний коефіцієнт реакції.

9. Визначити, чи буде зміщуватися рівновага в каталітичній реакції $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C}$.

10. У який бік зсунеться рівновага в системі: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \leftrightarrow 2\text{HCl} + \text{Q}$, якщо збільшити температуру?

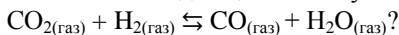
8.3 Ситуаційні тести для визначення кінцевого рівня знань

1. Які процеси не вивчає фармакокінетика?
 - A. Шляхи введення ліків.
 - B. Шляхи виведення ліків.
 - C. Дозу лікарського засобу.
 - D. Рух ліків в організмі.
 - E. Ефекти лікарського засобу.
2. При виборі режиму дозування лікарських засобів на основі періоду напіввиведення визначають:
 - A. Кратність прийому.
 - B. Разову дозу.
 - C. Добову дозу.
 - D. Фармакологічні ефекти.
 - E. Показання до застосування.
3. Що таке позитивний каталіз?
 - A. Прискорення реакції у живих організмах всупереч законам термодинаміки.
 - B. Зрушення рівноваги в бік вихідних речовин.
 - C. Зрушення рівноваги в бік продуктів реакції.
 - D. Прискорення швидкості хімічних реакцій.
 - E. Уповільнення швидкості хімічних реакцій.
4. Швидкість гомогенної хімічної реакції вимірюється у:
 - A. моль/с.
 - B. моль/л с.
 - D. моль/м² с.
 - E. м/с.
5. Швидкість гетерогенної хімічної реакції вимірюється у:
 - A. моль/кг с.
 - B. моль/м² с.
 - C. моль·м²/с.
 - D. моль/м с.
 - E. м/с.
6. Швидкість простих реакцій кількісно визначається за допомогою:
 - A. Принципу Ле Шательє.
 - B. Температурного коефіцієнта Вант-Гоффа.
 - C. Принципу Паулі.
 - D. Закону діючих мас.
 - E. Закону Гесса.

7. Як зрушиться рівновага в реакції, що йде у газовій фазі $\text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{CS}_2 + 4\text{H}_2$, при зменшенні концентрації CS_2 ?

- A. Праворуч.
- B. Ліворуч.
- D. Реакція незворотна.
- E. Реакція каталітична.

8. Як вплине підвищення тиску на рівновагу наступної реакції:



- A. Рівновага не зміщується.
- B. Рівновага зміщується у бік утворення продуктів реакції.
- C. Рівновага зміщується у бік утворення реагентів.
- D. У початковий момент реакції зміщується ліворуч, а потім праворуч.
- E. Реакція незворотна.

9. При деякій температурі рівновага в системі $\text{CO}_2 + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$ встановилася при наступних концентраціях $[\text{CO}] = 4$ моль/л; $[\text{Cl}_2] = 0,1$ моль/л; $[\text{COCl}_2] = 0,4$ моль/л. Вичисліть константу рівноваги.

- A. 0,01.
- B. 0,1.
- C. 1.
- D. 0,001.
- E. 10^{-5} .

10. Яка температура є оптимальною для ферментативного каталізу?

- A. 28–32 °C.
- B. 37–43 °C.
- C. 45–50 °C.
- D. 50–60 °C.
- E. 90–100 °C.

9. Рекомендації до оформлення результатів роботи

1. Опрацювати теоретичний матеріал за даною темою (див. п. 7), вивчити основні формули для обчислення швидкостей хімічних реакцій, констант швидкостей хімічних реакцій різних порядків, температурних коефіцієнтів; вміти обґрунтовувати вплив різних факторів на хімічну рівновагу процесів.

2. Ознайомитися з алгоритмами рішення та оформлення ситуаційних задач (див. п. 8.1).

3. Самостійно використовуючи інтернет, знаходити дані про час розкладання у природних умовах різних об'єктів; про період навівведення з організму різних хімічних речовин, робити висновки (див. п. 8.2). Вміти графічно визначати порядок хімічної реакції, константу її швидкості. Записувати кінетичні рівняння прямих і оборотних хімічних процесів. Розрахувати температурний коефіцієнт хімічної реакції.

4. Самостійно вирішувати ситуаційні тести для визначення кінцевого рівня знань (див. п. 8.3).

5. Самостійно переглянути акредитований в ННІ ЯО ХНМУ дистанційний курс з Медичної хімії

<https://distance.knmu.edu.ua/course/view.php?id=487> за темою заняття.

Особливу увагу звернути на наочні матеріали

(<https://distance.knmu.edu.ua/mod/folder/view.php?id=33987>)

та відео лабораторної роботи

(<https://distance.knmu.edu.ua/mod/resource/view.php?id=33993>).

6. Алгоритми вирішення навчальних питань аудиторної та самостійної роботи і результати занести у робочий зошит.

7. Лабораторні роботи

Дослід 1. Вплив концентрації тіосульфату натрію на швидкість розкладання тіонітратної кислоти.

1. У 5 мірних пробірок наливаємо по 2,5 мл розчину нітратної кислоти, у кожену пробірку додаємо дистильовану воду:

1-а пробірка – 2 мл води;

2-а пробірка – 1,5 мл води;

3-я пробірка – 1,0 мл води;

4-а пробірка – 0,5 мл води;

5-а пробірка – 0 мл води.

У кожену пробірку вносимо розчин тіосульфату натрію:

1-а пробірка – 0,5 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$;

2-а пробірка – 1,0 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$;

3-я пробірка – 1,5 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$;

4-а пробірка – 2,0 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$;

5-а пробірка – 2,5 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$.

2. Секундоміром виміряємо час помутніння (t) розчину в кожній пробірці.

3. Розраховуємо умовну швидкість реакції $V = \frac{1}{t}$, де t – час помутніння

(вимірюється секундоміром) і заповнюємо *табл. 1*:

4. Розраховуємо концентрацію солі тіосульфату натрію

$$C = \frac{C(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)}{V_{\text{загальний}}}, \text{ якщо } C(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,23 \text{ моль/л}$$

і заповнюємо *табл. 1*.

Таблиця 1

| № п/п | Об'єм (мл) | | | Час помутніння | Умовна швидкість реакції, 1/с | Отримана концентрація $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, моль/л |
|-------|-------------------------|----------------------|-----------------------------------|----------------|-------------------------------|--|
| | H_2SO_4 | H_2O | $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$ | | | |
| 1 | 2,5 | 2,0 | 0,5 | | | |
| 2 | 2,5 | 1,5 | 1,0 | | | |
| 3 | 2,5 | 1,0 | 1,5 | | | |
| 4 | 2,5 | 0,5 | 2,0 | | | |
| 5 | 2,5 | 0,0 | 2,5 | | | |

Будуємо графік: $V = f \cdot C_{\text{сол}}$ й робимо висновок щодо отриманої залежності.

Дослід 2. Визначення температурного коефіцієнта реакції розкладання тіонітратної кислоти.

1. У дві пробірки налити: в одну 2 см^3 розчину тіосульфату натрію, а в другу – 2 см^3 розчину нітратної кислоти.
2. Помістити їх у склянку з водопровідною водою й через 2–3 хв виміряти температуру води термометром.
3. Злити вміст пробірок в одну, залишаючи її в склянці, і секундоміром відзначити час появи опалесценції.

Усі подальші досліди проводимо з такими ж об'ємами реагентів, але температуру води в склянці шораз установлюємо за допомогою термометра на 10° вище попередньої, доливаючи гарячу воду. Усього проводимо 4 досліди. Дані заносимо в *табл. 2*, а температурний коефіцієнт розраховуємо за формулою:

Таблиця 2

| Температура (К) | Час (с) | Умовна швидкість (с ⁻¹) | Температурний коефіцієнт (γ) |
|-----------------|---------|-------------------------------------|------------------------------|
| | | | |
| | | | |
| | | | |
| | | | |

Розраховуємо середньоарифметичне значення температурного коефіцієнта хімічної реакції _____. Заповнюємо протокол, записуємо спостереження і висновки у "Робочий зошит".

10. Література

Основна

1. Медична хімія : підручник / В. О. Калібабчук, І. С. Чекман, Г. О. Сирова, В. І. Галинська та ін. ; за ред. проф. В. О. Калібабчук Київ : ВСВ "Медицина", 2019, 4-е видання. 336 с. (Затверджено Міністерством освіти і науки України та Міністерством охорони здоров'я України як базовий підручник для студентів вищих навчальних закладів IV рівня акредитації).

2. Медична хімія : навч. посіб. / І. В. Завгородній, Г. О. Сирова, Н. М. Ткачук та ін. ; за ред. І. В. Завгороднього та Г. О. Сирової Харків : Екограф, 2010. 268 с.

3. Медична хімія : навч. посіб. / Г. О. Сирова, В. М. Петюніна та ін. ; за ред. Сирової Г. О. Харків : Екограф, 2015. 202 с.

4. Мороз А. С., Луцевич Д. Д., Яворська Л. П. Медична хімія. 2-е вид., стереотип. Вінниця : Нова книга, 2008. 776 с.

5. Medical chemistry: textbook / V. O. Kalibabchuk, V. I. Halynska, L. I. Hryshchenko et al. ; edited by V. O. Kalibabchuk 5th edition, corrected. Kyiv : AUS Medicine Publishing, 2017. 224 p.

6. Syrovaya A. O., Grabovetskaya E. R., Shapoval L. G. Fundamentals of medical chemistry : manual for students' self-work. Kharkiv : KhNMU, 2015. 196 p.

7. Syrovaya A. O., Grabovetskaya E. R., Shapoval L. G. Medical chemistry. Adapted concise course : manual for students' self-work. Kharkiv : KhNMU, 2013. 160 p.

8. Sriram D., Yogeeswari P. Medicinal Chemistry. Pearson India, 2009. 712 p.

9. Frank D. King. Medicinal Chemistry : Principles and Practice. Royal Society of Chemistry, 2002. 448 p.

Допоміжна

1. Миронович Л. М., Мардашко О. О. Медична хімія : навч. посіб. Київ : Каравела, 2007. 168 с.

2. Медична хімія (в таблицях, схемах, питаннях, відповідях, прикладах) : навч. посіб. / О. В. Смірнова, Н. В. Заїчко, А. В. Мельник, О. Г. Сулім Вінниця, 2018. 133 с.

3. Порецький А. В., Баннікова-Безродна О. В., Філіппова Л. В. Медична хімія : підручник. Київ : ВСВ "Медицина", 2012. 384 с.

4. Гробовий П. М., Загрчук Г. Я., Фальфушинська Г. І. Основи хімії елементів. Тернопіль : В-во Капука, 2001. 267 с.

5. Біофізична та колоїдна хімія / А. С. Мороз, Л. П. Яворська, Д. Д. Луцевич та ін. Вінниця : Нова книга, 2007. 600 с.

6. Фізична та колоїдна хімія / Кабачний В. І., Осипенко Л. К., Грицан Л. Д. та ін. – Харків : Прапор, 1999. 368 с.

7. Мороз А. С., Ковальова А. Г. Фізична та колоїдна хімія : навч. посіб. для студентів мед. вузів. Львів : Світ, 1994. 279 с.

8. Левітін Є. Я., Бризицька А. М., Ключова Р. Г. Загальна та неорганічна хімія. Вінниця : Нова книга, 2003. 464 с.

9. Inorganic Chemistry: manual / V. O. Kalibabchuk, V. V. Ogurtsov, V. B. Emelianov, V. I. Galinska et al. Kiev : VCB "Medicine", 2017. 300 p.

Навчальне видання

**КІНЕТИКА БІОХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ.
ХІМІЧНА РІВНОВАГА.
ДОБУТОК РОЗЧИННОСТІ**

*Методичні вказівки
для здобувачів освіти 1-го курсу
за спеціальностями "Медицина" та "Педіатрія"*

Видання 2-е, перероблене, доповнене

Упорядники Сирова Ганна Олегівна
 Чаленко Наталія Миколаївна
 Козуб Світлана Миколаївна
 Лук'янова Лариса Володимирівна
 Савельєва Олена Валеріївна
 Присяжний Олександр Васильович

Відповідальний за випуск Н. М. Чаленко



Редактор Н. І. Дубська
Коректор Н. І. Дубська
Комп'ютерна верстка О. Ю. Лавриненко

Формат А5. Ум. друк. арк. 2,0. Зам. № 25-35.

**Редакційно-видавничий відділ
ХНМУ, пр. Науки, 4, м. Харків, 61022
izdatknmurio@gmail.com, vid.redact@knmu.edu.ua**

Свідоцтво про внесення суб'єкта видавничої справи до Державного реєстру видавництва, виготівників і розповсюджувачів видавничої продукції серії ДК № 3242 від 18.07.2008 р.