

Дніпровський державний медичний університет

ХМЕЛЬНИКОВА Л. І., МАСЛАК Г. С., НЕТРОНІНА О. В.

МЕДИЧНА ХІМІЯ
(навчально-методичний посібник)

Дніпро
2026

УДК 543.061(075)+541.1+541.18(075.8)

ББК

П

Рекомендовано Вченою Радою ДДМУ від 24.09. 2026, пр. № 2

Затверджено на засіданні ЦМК ДДМУ від 22. 09. 2026, пр. № 1

Рецензенти: Оксана Сасвич, кандидатка хімічних наук, доцентка кафедри фізичної, органічної та неорганічної хімії Дніпровського національного університету ім. Олеся Гончара

Катерина Моторіна, кандидатка хімічних наук, доцентка кафедри аналітичної хімії та хімічної технології Дніпровського національного університету ім. Олеся Гончара

Укладники: Хмельникова Л.І., кандидатка хімічних наук, доцентка кафедри біохімії та медичної хімії Дніпровського державного медичного університету
Маслак Г.С., докторка біологічних наук, професорка кафедри біохімії та медичної хімії Дніпровського державного медичного університету

Нетроніна О.В., кандидатка біологічних наук, доцентка кафедри біохімії та медичної хімії Дніпровського державного медичного університету

Медична хімія (навчально-методичний посібник) /Хмельникова Л.І., Маслак Г.С., Нетроніна О.В. - Дніпро.2026.- 428 с.

ISBN

Розглядаються теоретичні основи біоенергетики та кінетики біохімічних реакцій; властивості істинних, колоїдних розчинів та розчинів ВМС, фазові рівноваги; викладено сучасні уявлення про електродні процеси та їх роль у життєдіяльності організму. Особливу увагу приділено хімії органогенів та біоорганічних сполук, які є учасниками обмінних процесів або структурними елементами клітин з позиції сучасних уявлень про будову атомів, хімічний зв'язок та будову молекул.

Кожний розділ включає питання для контролю знань, а також завдання для самоконтролю (тестові завдання, задачі з відповідями, методику вирішення типових задач) для перевірки ступеня засвоюваності матеріалу.

Навчально - методичний посібник складений відповідно структурованих модулів, блоків змістових модулів, тем занять за програмою курсу «Медична хімія» для здобувачів вищої освіти ступеня магістра 1 року навчання за освітньо - професійною програмою «Медицина» за спеціальністю 12 Медицина.

Наприкінці наводяться корисні додатки, що містять розгорнуті довідникові дані з хімії.

Навчально-методичний посібник призначається для студентів медичних, біологічних спеціальностей закладів вищої освіти України.

Посібник може бути також корисним викладачам і всім фахівцям, які б хотіли поповнити знання з дисципліни.

УДК 543.061(075)+541.1+541.18(075.8)

ББК

П

@ ХМЕЛЬНИКОВА Л.І.2026

МАСЛАК Г.С. 2026

НЕТРОНІНА О.В.2026

ВСТУП

Навчально - методичний посібник, до якого увійшли теоретичні та довідкові матеріали, контрольні питання, завдання для самопідготовки (тестові завдання, задачі з відповідями, методика вирішення типових задач) з 13 тем дисципліни, що визначають проблематику кожної теми, та формулювання вмінь, якими має оволодіти студент після засвоєння матеріалу розділу складено згідно з робочою програмою дисципліни «Медична хімія» для здобувачів вищої освіти ступеня магістра 1 року навчання за освітньо - професійною програмою «Медицина» за спеціальністю 12 Медицина.

Посібник є доповненням та вдосконаленням навчального посібника «Медична та біоорганічна хімія», затвердженого ЦМК ДМА і редакційно-видавничою радою ДНУ; авторами були ураховані зміни програми курсу «Медична хімія».

У наступних розділах I глави «Хімічні рівноваги у біологічних системах» наведені визначення меж застосування термодинаміки до живого організму на основі системних знань хімічної термодинаміки; викладені методи прогнозування перебігу хімічних перетворень в часі за різних умов, зокрема фізіологічних; наведено інформацію щодо теорії розчинів та широким застосуванням знань про них у практичній медицині; надано механізм виникнення електродних потенціалів та уявлення про біопотенціали; викладені основні закономірності поверхневих явищ, їх біологічна роль та фізико - хімічні основи застосування адсорбентів у медичній практиці; розглянуті властивості дисперсних систем, до яких відносять багато рідин і тканин організму; розглянуті фізико - хімічні властивості розчинів ВМС, зокрема біополімерів; наведені основні хімічні властивості та біологічна роль біогенних елементів.

Вивчення матеріалу I глави викликає у студентів певні труднощі стосовно використання складного математичного апарату. Тому автори виклали матеріал в найбільш доступній і стислій формі; математичні виведення зроблені достатньо просто і зрозуміло.

У розділах II глави «Біологічно важливі класи біоорганічних сполук – мономерів для синтезу біополімерів» наведено інформацію щодо загальної характеристики класів органічних речовин, їх будови і властивостей. Увагу студентів спрямовано на ознайомлення з номенклатурою, ізомерією, властивостями, індивідуальними особливостями представників гомологічних рядів, генетичними зв'язками між різними класами органічних сполук.

Деякі табличні дані додатків, необхідні для відповідей на тестові завдання та розв'язання задач, включено до умов задач та тестів. Взагалі посібник складено таким чином, щоб студенти вчилися користуватися довідковою літературою. Фізичні величини, одиниці їх позначення наведені у посібнику за системою СІ.

Автори сподіваються, що запропонований студентам навчально-методичний посібник допоможе успішно вивчити і засвоїти медичну хімію, а також стане в нагоді під час вивчення дисциплін циклу професійної та практичної підготовки.

Для студентів медичних, біологічних, екологічних закладів вищої освіти, а також викладачам і всім фахівцям, які б хотіли поповнити знання з дисципліни.

ГЛАВА I. ХІМІЧНІ РІВНОВАГИ У БІОЛОГІЧНИХ СИСТЕМАХ

РОЗДІЛ 1. ТЕОРЕТИЧНІ ОСНОВИ БІОЕНЕРГЕТИКИ

1. Загальна характеристика та роль у життєдіяльності організму

Хімічна термодинаміка – наука про співвідношення хімічної та інших видів енергії, умови й можливості хімічних реакцій, що відбуваються самочинно.

Живі системи з безладдя утворюють порядок. Наприклад, рослини, поглинаючи вуглекислий газ з атмосфери, об'єднують його під час фотосинтезу в складні, організовані органічні сполуки. Сонячна енергія, яку використовують рослини, щоб утворити порядок на Землі, продукується завдяки поступовій деградації, розпаду Сонця. Сонце поступово розсіюється, продукуючи енергію. Але порядку, який створюють на Землі живі системи, набагато менше, ніж безладу, що виникає при розсіюванні Сонця. У балансі переважає невпорядкованість. В екосистемах відбувається необоротне розсіювання енергії.

Закони термодинаміки регулюють життя – від найменшої бактерії до велетенського кита. Термодинамічні особливості відкритих систем, характерні для живих організмів, пояснюють їх стійкість, яка дозволяє їм тривалий час зберігати певний рівень працездатності, а також відносну сталість внутрішнього середовища, що називається гомеостазом. Гомеостаз – відносна динамічна сталість складу та властивостей внутрішнього середовища організму, які зумовлюють стійкість його фізіологічних функцій. Загальні закони біохімічної термодинаміки дають лікарю, фармацевту шлях до розуміння енергетичної сторони біохімічних реакцій в організмі, процесів ембріогенезу, регенерації та старіння тканин, аналогічних процесів, які відбуваються у біосфері, а також дають можливість регулювати ці процеси здійсненням профілактичних або коригуючих (лікувальних) засобів.

2. Основні термодинамічні величини

Величини, що слугують для енергетичної характеристики стану сполуки, зміни стану й перетворення сполук, мають назву **термодинамічних величин**. Такими є:

2.1. Внутрішня енергія U – сума всіх видів енергій частинок системи, що залежить від температури, об'єму, тиску, кількості та складу речовини.

2.2. Ентальпія (енерговміст) H – сума внутрішньої енергії та добутку тиску на об'єм, $H = U + PV$.

2.3. Ентропія S – міра безладдя, хаосу або приведена теплота, $S = \frac{Q}{T}$.

2.4. Енергія Гіббса (G , $P = \text{const}$, $T = \text{const}$) та енергія Гельмгольца (F , $V = \text{const}$, $T = \text{const}$) – максимальна робота, яку здатна виконати система за відповідних умов, $G = H - TS$, $F = U - TS$. Головною властивістю цих величин є незалежність їх зміни від шляху зміни і залежність від початкового та кінцевого станів. Такі величини мають назву **функції стану**: $DU = U_2 - U_1$; $DH = H_2 - H_1$; $DS = S_2 - S_1$; $DG = G_2 - G_1$.

Термодинамічні параметри залежать від умов, тому табличні значення їх величин прийнято відносити до стандартних станів (298 К, 101 325 Па, 1 моль). Вони дістали назву стандартних величин (ΔH_{298}^0 , ΔG_{298}^0).

3. Стандартні величини

3.1. Стандартна ентальпія утворення речовини (тепловий ефект утворення речовини, теплота утворення) – теплота утворення речовини (1 моль) з простих речовин за стандартних умов (ст.у.).

3.2. Стандартний тепловий ефект згоряння речовини (теплота згоряння) – теплота згоряння речовини (1 моль) до вищих стійких оксидів за ст.у.

4. Термодинамічні процеси

Процеси, що відбуваються за умови сталості відповідних фізичних параметрів, дістали назву **термодинамічних**.

4.1. Ізотермічний (відбувається в термостаті) – процес при $T = \text{const}$.

4.2. Ізобарний (відбувається при сполученні системи з атмосферою) – при $P = \text{const}$.

4.3. Ізохорний (відбувається в закритій посудині) – при $V = \text{const}$.

4.4. Ізобарно-ізотермічний (відбувається в ізольованій системі – при $P = \text{const}$, $T = \text{const}$).

4.5. Ізохорно-ізотермічний (відбувається в ізольованій системі) – при $V = \text{const}$, $T = \text{const}$.

5. Основні закони термодинаміки

5.1. Перший закон термодинаміки: у замкненій системі теплота, підведена до системи, витрачається на збільшення внутрішньої енергії та здійснення роботи над навколишнім середовищем: $Q = dU + A = dU + PdV$. Якщо $Q > 0$ – процес екзотермічний (теплота виділяється), а якщо $Q < 0$ – то ендотермічний (теплота поглинається). При ізохорному процесі ($V = \text{const}$): $A = 0$, тоді $-Q_V = dU$; при ізобарному ($P = \text{const}$): $-Q_P = dH$, тоді $Q_P = Q_V + PdV$.

5.1.1. Закон Гесса (окремий випадок першого закону): ентальпія хімічної реакції (dH , Q) не залежить від шляху перебігу хімічної реакції, а залежить від вихідного та кінцевого станів системи.

5.1.1.1. Наслідки закону Гесса.

5.1.1.1.1. Тепловий ефект реакції dH_p дорівнює сумі теплових ефектів проміжних стадій: $dH_p = dH_1 + dH_2$.

5.1.1.1.2. В конденсованих системах (твердих та рідких) $dV = 0$, тоді різницею між Q і dH можна знехтувати і $Q_P = Q_V$.

5.1.1.1.3. Для двох реакцій, які мають однакові вихідні, але різні кінцеві стани, різниця теплових ефектів дорівнює тепловому ефекту переходу від одного кінцевого стану до іншого: $C + O_2 \rightarrow CO + 1/2O_2$ (dH_1); $C + O_2 \rightarrow CO_2$ (dH_2);

$CO + 1/2O_2 \rightarrow CO_2$ (dH_3); $dH_3 = dH_2 - dH_1$.

5.1.1.1.4. Для двох реакцій, які мають однакові кінцеві, але різні вихідні стани, різниця теплових ефектів дорівнює тепловому ефекту переходу від одного вихідного стану до іншого: $C(\text{алмаз}) + O_2 \rightarrow CO_2 \quad (DH_1)$; $C(\text{графіт}) + O_2 \rightarrow CO_2 \quad (DH_2)$; $C(\text{алмаз}) \rightarrow C(\text{графіт}) \quad (DH_3)$; $DH_3 = DH_1 - DH_2$.

5.1.1.1.5. Тепловий ефект хімічної реакції дорівнює різниці сум теплот утворення продуктів реакції та вихідних речовин з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів.

5.1.1.1.6. Тепловий ефект хімічної реакції дорівнює різниці сум теплоти згоряння вихідних речовин та продуктів реакції з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів: $DH_p = \sum (n_1 DH_{\text{згорян}})_{\text{вих}} - \sum (n_2 DH_{\text{згорян}})_{\text{прод}}$.

5.1.2. Закон Кірхгоффа: температурний коефіцієнт теплового ефекту хімічної реакції $\frac{dDH}{dT}$ дорівнює зміні теплоємності системи в ході реакції:

$\frac{DH}{dT} = DC_p = C_{p2} - C_{p1}$ – при ізобарному процесі; $\frac{DU}{dT} = DC_v = C_{v2} - C_{v1}$ – при ізохорному процесі. Зміна теплоємності залежить від складу системи й розраховується таким чином: $DC_p = \sum (n_1 C_p)_{\text{прод}} - \sum (n_2 C_p)_{\text{вих}}$ або $DC_v = \sum (n_1 C_v)_{\text{прод}} - \sum (n_2 C_v)_{\text{вих}}$.

У вузькому інтервалі температур закон Кірхгоффа має вигляд $DH_{T_2} = DH_{T_1} + DC_p (T_2 - T_1)$ або $DU_{T_2} = DU_{T_1} + DC_v (T_2 - T_1)$. Оскільки частіше відомі табличні значення стандартних теплових ефектів, то маємо вираз: $DH_T = DH_{298}^0 + DC_p (T_2 - 298)$ або $DU_T = DU_{298}^0 + DC_v (T_2 - 298)$.

5.2. Другий закон термодинаміки: в ізольованих системах ентропія збільшується в необоротних процесах ($DS > \frac{Q}{T}$) і залишається сталою в оборотних ($DS = 0$). Для ізольованих систем відповідно до статистичної термодинаміки актуальне положення: $DS = K \ln \frac{W_2}{W_1} = 0$ – для оборотних

процесів та $DS = K \ln \frac{W_2}{W_1} > 0$ – для необоротних процесів, де W_2 та W_1 – термодинамічна ймовірність відповідно кінцевого та вихідного станів, яка являє собою число способів розташування в просторі певної кількості частинок (наприклад, у кристалічній ґратці).

5.2.1. Рівняння Гіббса та Гельмгольца – рівняння, за якими можна визначити напрямок процесів, що відбуваються за різних умов, тобто одночасно враховувати і ΔH (або ΔU), і ентропійний ($T\Delta S$) чинники, що пов'язані рівнянням Гіббса: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ (за ізобарно-ізотермічних умов) і рівнянням Гельмгольца: $\Delta F = \Delta U - T\Delta S$ (за ізохорно-ізотермічних умов). ΔG (ΔF) визначає рушійну силу хімічного процесу: при $\Delta G < 0$ ($\Delta F < 0$) процес відбувається самочинно, а при $\Delta G = 0$ ($\Delta F = 0$) – перебуває в стані рівноваги. Енергію Гіббса можна виразити через енергію Гельмгольца таким чином: $\Delta G = \Delta U + P\Delta V - T\Delta S = \Delta F + P\Delta V$.

5.2.2. Рівняння ізотерми Вант-Гоффа – рівняння взаємозв'язку за стандартних умов між ΔG^0 і константою хімічної рівноваги k , що кількісно характеризує стан хімічної рівноваги: $-\Delta G^0 = RT \ln k = 2,3RT \lg k$, де R – газова стала. Інтегральна форма рівняння ізотерми має вигляд:

$$\lg \frac{k_1}{k_2} = \frac{-\Delta H^0 (1/T_1 - 1/T_2)}{2,3R} = \frac{\Delta H^0 (1/T_2 - 1/T_1)}{2,3R},$$

$$\text{або } \lg \frac{k_1}{k_2} = \frac{-\Delta U^0 (1/T_1 - 1/T_2)}{2,3R} = \frac{\Delta U^0 (1/T_2 - 1/T_1)}{2,3R}.$$

5.2.3. Рівняння ізобари (ізохори) хімічної реакції – диференціальна форма рівняння ізотерми за температурою: при $P = \text{const}$ – рівняння ізобари Вант-

Гоффа: $\frac{d \ln k}{dT} = \frac{\Delta H^0}{RT^2}$; при $V = \text{const}$ – рівняння ізохори Вант-Гоффа:

$$\frac{d \ln k}{dT} = \frac{\Delta U^0}{RT^2}.$$

Взаємозв'язок роботи та теплоти за різних термодинамічних умов

Процес	DU	A	Q
$V = \text{const}$	$DU = Q - A$	$A_V = P \Delta V = 0$	$Q_V = DU$
$T = \text{const}$	$DU = nC_V \Delta T = 0$	$A_T = 2,3RT \lg \frac{V_2}{V_1} =$ $= 2,3RT \lg \frac{P_1}{P_2}$	$Q_T = A_T = 2,3RT \lg \frac{V_2}{V_1} =$ $= 2,3RT \lg \frac{P_1}{P_2}$
$P = \text{const}$	$DU = DH - P \Delta V$	$A_P = P \Delta V = R(T_2 - T_1)$	$Q_P = DH + P \Delta V = DH$
$Q = \text{const}$	$-DU = A_Q$	$A_Q = -DU = -nC_V(T_2 - T_1)$	$Q = 0$

5.3. Третій закон термодинаміки (декілька визначень):

5.3.1. Постулат Планка: ентропія ідеального кристала за температури абсолютного нуля дорівнює нулю; у реальних кристалах є дефекти, тому ентропія повинна бути більша за нуль.

5.3.2. Теорема Нернста: за температури, близької до абсолютного нуля,

теплоємність системи дорівнює нулю: $\frac{dQ}{dT} = \frac{dG}{dT} = 0$.

6. Контрольні питання

1. Охарактеризуйте поняття «теплота» і «робота».
2. Назвіть типи хімічних реакцій за тепловими ефектами.
3. Сформулюйте наслідки закону Гесса.
4. Дайте назву ентальпії.
5. Поясніть, як визначити тепловий ефект реакції за стандартними змінами ентальпій утворення?
6. Вкажіть чинники впливу на тепловий ефект реакції.
7. Вкажіть параметри, що характеризують стандартні умови.
8. Наведіть формули розрахунку ентропії.
9. Вкажіть термодинамічну функцію, за якою можна визначити напрямок перебігу процесу.

10. Наведіть розрахунки основних термодинамічних функцій хімічної реакції за висновками з закону Гесса.
11. Дайте визначення енергії Гіббса.
12. Вкажіть умови, за яких тепловий ефект є функцією стану і не залежить від шляху зміни.
13. Обґрунтуйте, що I закон термодинаміки має місце для макро- і мікросистем.
14. Поясніть, чому ентропія речовини в кристалічному стані менша ніж у газоподібному.
15. Поясніть, чому розчинення твердої або рідкої речовини у воді зумовлює збільшення ентропії, а розчинення газу - зменшення ентропії.

7. Завдання для самопідготовки

7.1. Тестові завдання

1. Яку термодинамічну функцію треба обрати як критерій перебігу самочинного процесу за сталою температурою і тиском?
 - А. Енергія Гіббса
 - В. Енергія Гельмгольца
 - С. Внутрішня енергія
 - Д. Ентальпія
 - Е. Ентропія
2. Вкажіть назву процесу, який прискорюється при підвищенні температури:
 - А. Ендотермічний
 - В. Екзотермічний
 - С. Адіабатичний
 - Д. Ізохорний;
 - Е. Ізобарний
3. Вкажіть назву закону з наступним формулюванням: "Тепловий ефект реакції не залежить від шляху, по якому протікає процес, а визначається початковим та кінцевим станом системи" :