

ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКА

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

Видання II, перероблене, доповнене

МІНІСТЕРСТВО ОХОРОНИ ЗДОРОВ'Я УКРАЇНИ
Харківський національний медичний університет

ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКА

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

Видання II, перероблене, доповнене

Затверджено
Вченою радою ХНМУ.
Протокол № 9 від 29.05.2025.

ХНМУ
Харків
2025

Хімічна термодинаміка : метод. вказ. для здобувачів освіти 1-го курсу за спеціальностями "Медицина" та "Педіатрія" / упоряд. Г. О. Сирова, С. М. Козуб, О. В. Присяжний та ін. Вид. II, перероб., доповн. Харків : ХНМУ, 2025. 20 с.

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

1. Кількість годин – 4.

2. Матеріальне та методичне забезпечення теми.

2.1 Таблиці: "Граф логічної структури теми"; "Типи систем"; "Закон Гесса та його наслідки"; "Перший закон термодинаміки"; "Другий закон термодинаміки"; "Ізобарно-ізотермічний потенціал".

2.2 Інструкція для розрахунку завдання лабораторної роботи.

2.3 Довідник термодинамічних величин.

2.4 Мультимедійне забезпечення (презентація, відеолекція, інструкція – алгоритми виконання розрахунків лабораторної роботи).

2.5 Навчально-методична література:

2.5.1. 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").

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

2.5.3. 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.

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

3. Обґрунтування теми. Існування живих систем і всі процеси життєдіяльності живого організму нерозривно пов'язані з перетворенням енергії, зі зміною енергетичного балансу в системі "організм – оточуюче середовище". Основою життєтворчих процесів є хімічні реакції, що постійно супроводжуються зміною термодинамічної рівноваги. Перетворення енергії під час хімічних процесів вивчає хімічна термодинаміка.

Під час метаболізму, що є сукупністю хімічних реакцій, відбувається виділення корисної енергії через реакції окиснення, розщеплення складних органічних речовин до простіших або поглинання енергії для реакцій синтезу необхідних клітині речовин. Такі процеси вивчаються біоенергетикою, що є одним із напрямів термодинаміки та надає можливість встановлення специфічних механізмів перетворення однієї форми енергії (світлової, хімічної, осмотичної, електричної тощо) в іншу, подібності енергетичних процесів у живих істот, подібності речовин, які містять життєтворчу енергію.

Термодинамічні методи широко використовуються в біології та медицині. Діяльність біосистем, що супроводжується різноманітними процесами, які пов'язані з трансформацією енергії, відбувається в межах, обумовлених термодинамічними принципами.

4. Мета заняття:

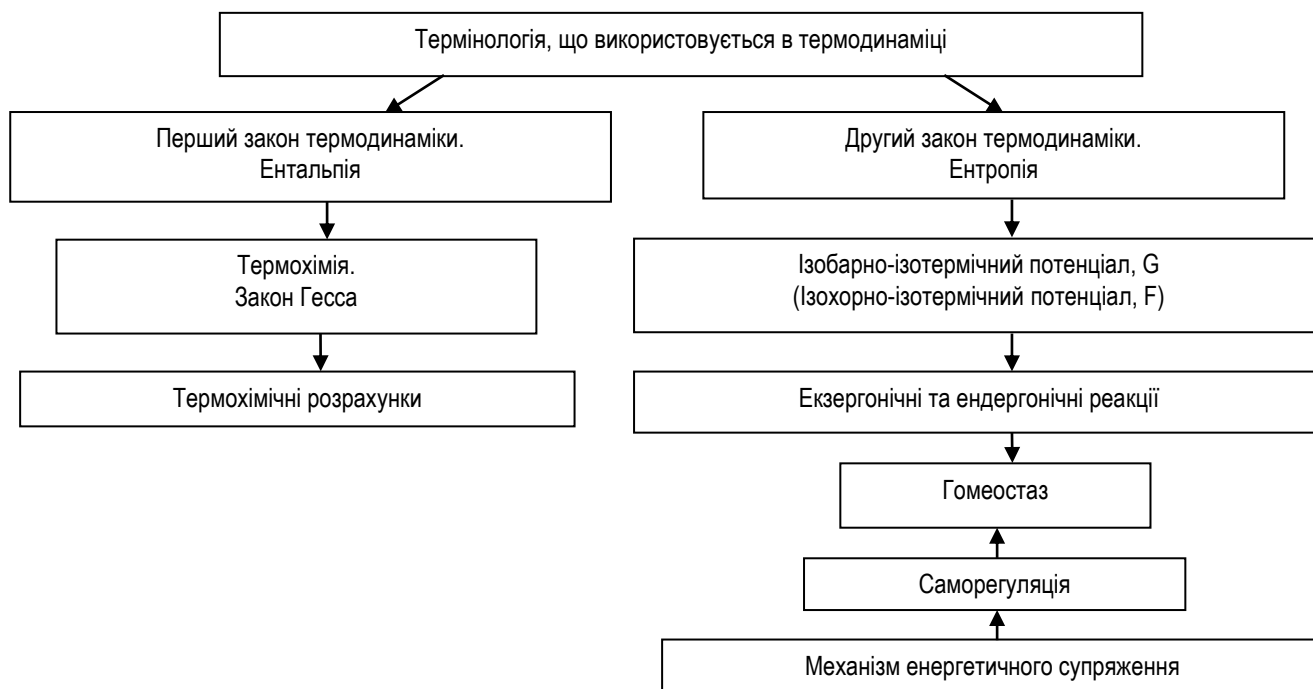
– *загальна*: трактувати хімічні і біохімічні процеси з позицій їх теплових ефектів;

– *конкретна*: уміти використовувати термодинамічні функції для оцінки направленості процесів, пояснювати енергетичне супрaження в біологічних системах.

а) **знати**: основні закономірності протікання хімічних процесів, агрегатний стан речовини, основні поняття та закони хімічної термодинаміки, фізико-хімічні принципи гомеостазу;

б) **вміти**: розрахувати тепловий ефект хімічної реакції, використовуючи значення теплоти згоряння вихідних речовин і продуктів реакції, розрахувати калорійність харчових продуктів, використовувати термодинамічні функції для оцінки спрямованості процесів, пояснювати енергетичне супрaження в живих системах.

5. Граф логічної структури теми.



6. Орієнтована карта роботи студентів

№ п/п	Етапи	Час, хв	Навчальні та наочні засоби	Місце проведення
1	Мотиваційна характеристика та план теми. Відповіді на питання студентів	25	Навчальний посібник (робочий зошит)	Навчальна кімната
2	Вхідний контроль	20	Тести вхідного контролю	
3	Самостійна робота студентів із методичною літературою, рішення навчальних завдань	60	Методичні вказівки для студентів, тексти лекцій, навчальний посібник для самостійної роботи студентів, довідкові дані, таблиці, калькулятор	
4	Виконання лабораторної роботи	35	Методичні вказівки для студентів, тексти лекцій, навчальний посібник для самостійної роботи студентів, довідкові дані, таблиці, калькулятор	
5	Вихідний контроль знань	25	Тести вихідного контролю, картки з ситуаційними завданнями, калькулятор	
6	Аналіз і підведення підсумків заняття	10		
7	Домашнє завдання	5		

7. Завдання для самостійної роботи:

– перелік питань, що підлягають вивченню:

1. Предмет хімічної термодинаміки.
2. Основні поняття хімічної термодинаміки: термодинамічна система (ізольована, закрита, відкрита, гомогенна, гетерогенна), параметри стану (екстенсивні, інтенсивні), термодинамічний процес (оборотний, необоротний). Живі організми – відкриті термодинамічні системи. Необоротність процесів життєдіяльності.
3. Перший закон термодинаміки. Ентальпія.
4. Термохімічні рівняння. Стандартні теплоти утворення та згоряння. Закон Гесса.
5. Метод калориметрії. Самодовільні і несамодовільні процеси.


6. Другий закон термодинаміки. Ентропія.
7. Термодинамічні потенціали: енергія Гіббса, енергія Гельмгольца. Термодинамічні умови рівноваги. Критерії направленості самодовільних процесів.
8. Застосування основних положень термодинаміки до живих організмів. АТФ як джерело енергії для біохімічних реакцій.

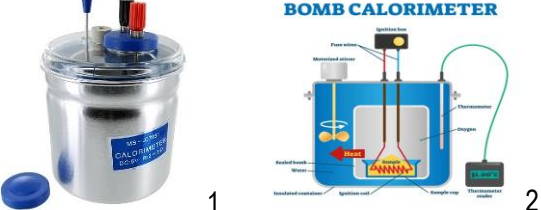

– перелік робіт, що підлягають вивченню:

Термін	Визначення, формули, показники
Термодинаміка	Галузь науки, яка вивчає взаємні перетворення різних видів енергії, пов'язаних із переходом енергії у формі теплоти і роботи
Хімічна термодинаміка	Розділ фізичної хімії, що вивчає процеси перетворення енергії у хімічних процесах і енергетичні характеристики речовин
Біоенергетика	Розділ хімічної термодинаміки, що вивчає перетворення енергії в біологічних системах
Термодинамічна система	Будь-який об'єкт природи або сукупність тіл, що відділена від зовнішнього середовища поверхнею розділу (реальною або уявною), всередині якої можливий масо- та теплообмін. Під поняттям тіла у термодинаміці розуміють ту частину простору, котра заповнена речовиною. Об'єкти природи, що не входять в систему, називаються середовищем
Ізольована система	Система, що не обмінюється з навколишнім середовищем ні масою, ні енергією ($\Delta m = 0$, $\Delta U = 0$). У природі не існує, модель – термостат
Закрита система	Система, що обмінюється з навколишнім середовищем тільки енергією ($\Delta m = 0$, $\Delta U \neq 0$)
Відкрита система	Система, що обмінюється з навколишнім середовищем і масою, і енергією ($\Delta m \neq 0$, $\Delta U \neq 0$)
Гомогенна система	Система, всередині якої немає поверхонь, що відокремлюють одні частини системи від інших. Приклад – плазма крові, розчин різних біогенних речовин
Гетерогенна система	Система, яка складається з двох або декількох частин, різних за фізичними властивостями або за хімічним складом та відмежованих поверхнями розподілу. Приклад – цілісна кров, тобто плазма з клітинами еритроцитами та лейкоцитами
Фаза	Гомогенна частина гетерогенної системи, яка має однаковий склад, фізичні та хімічні властивості, відокремлена від інших частин поверхнею поділу, при переході через яку відбувається стрибкоподібне змінювання її властивостей
Стан системи	Сукупність її фізичних і хімічних властивостей; він характеризується термодинамічними параметрами
Стаціонарний стан	Стан системи, коли властивості залишаються постійними, проте спостерігаються потоки речовини та енергії
Рівноважний стан	Стан, при якому параметри системи залишаються незмінними. Ознаки: – відсутність обміну із зовнішнім середовищем; – відсутність градієнтів; – ентропія постійна і максимальна; – не потребує витрат енергії для підтримки рівноваги; – система не може здійснювати роботу; – швидкості прямих і зворотних процесів рівні
Нерівноважний стан	Стан, у якому за відсутності будь-якого впливу на систему її параметри змінюються. Ознаки: – постійний обмін речовин і енергії із зовнішнім середовищем; – градієнти постійні; – ентропія постійна, але не максимальна! – для підтримки рівноваги потрібні витрати енергії Гіббса; – реакційна здатність системи постійна; – швидкість процесів в одному напрямку більше

Термін	Визначення, формули, показники
Термодинамічні параметри системи	
Інтенсивні параметри	Параметри, що не залежать від розмірів системи, яку вони описують. T – температура, К; P – тиск, Па; V – об'єм системи, м ³ ; m – загальна маса системи, кг; m_k – маси хімічних речовин (компонент), з яких складається система, кг; C_k – концентрація речовин моль/м ³ . Якщо термодинамічні параметри з часом самочинно не змінюються, то система перебуває у стані рівноваги, а параметри, за яких спостерігається такий стан, називають рівноважними
Екстенсивні параметри (термодинамічні функції системи)	Параметри, що залежать від розмірів системи, яку вони описують. Термодинамічні функції (внутрішня енергія, ентальпія, ентропія, термодинамічний потенціал), величини яких при переході системи з одного стану в інший залежать тільки від початкового та кінцевого стану системи і не залежать від шляху переходу. ΔU – зміна внутрішньої енергії, Дж; ΔH – ентальпія; ΔS – ентропія; ΔG – ізобарно-ізотермічний потенціал (енергія Гіббса); ΔF – ізохорно-ізотермічний потенціал (енергія Гельмгольца)
Оборотний процес	Процес, при якому система у кожен певний момент часу знаходиться у стані, нескінченно близькому до термодинамічної рівноваги
Необоротний процес	Процес, при якому система змінюється в напрямку кінцевого стану (при мимовільному протіканні процесу – до стану рівноваги) з певною швидкістю
Круговий процес (термодинамічний цикл)	Процес, при якому фізична система (наприклад, пара), зазнавши деяких змін, повертається у вихідний стан
Ізохорний процес	Процес, що відбувається за $V = \text{const}$;
Ізотермічний процес	Процес, що відбувається за $T = \text{const}$;
Адіабатичний процес	Процес, що відбувається за $U = \text{const}$;
Ізобарний процес	Процес, що відбувається за $P = \text{const}$;
Внутрішня енергія, U , [Дж]	Функція стану, яка характеризує здатність системи до здійснення роботи або до передавання теплоти. Вона складається з усіх видів енергії системи (енергії руху та взаємодії молекул, атомів, ядер та інших частинок), за винятком кінетичної енергії руху системи як єдиного цілого і потенціальної енергії її положення
Зміна внутрішньої енергії, ΔU , [Дж]	Внутрішня енергія, як і будь-яка характеристична функція, залежить лише від стану системи, тому неможливо виміряти її абсолютне значення, однак можна встановити її змінення ΔU при переході системи з одного стану в інший $\Delta U = U_2 - U_1$
Теплота, Q , [Дж]	Кількісна міра хаотичного руху частинок системи
Робота, A , [Дж]	Кількісна міра напрямленого руху частинок, або міра енергії, що передається від однієї системи до іншої завдяки переміщенню речовини під дією певних сил
Перший закон термодинаміки	Закон збереження енергії: енергія не може ні створюватися, ні зникати, вона може тільки переходити з однієї форми в іншу
Математичний вираз першого закону термодинаміки	$Q = \Delta U + A$ Теплота Q , підведена до системи, витрачається на зміну внутрішньої енергії ΔU та здійснення роботи проти зовнішніх сил A
Ентальпія, H [кДж/моль]	Ентальпія характеризує енергетичний стан речовини, але відрізняється від внутрішньої енергії на величину енергії, що затрачена на подолання сил зовнішнього тиску. Умови: $P = \text{const}$ (ізобарний процес) Хімічні реакції найчастіше відбуваються за постійного тиску, тому здебільшого розглядають ізобарні умови: $Q_p = \Delta U + p\Delta V$; $A = p\Delta V$; $Q_p = \Delta U + p\Delta V$; $Q_p = (U_2 - U_1) + (pV_2 - pV_1) = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1)$; $U_2 + pV_2 = H_2$; $U_1 + pV_1 = H_1$; $Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H$; В ізобарному процесі теплота, що підводиться до системи, дорівнює зміні ентальпії системи (теплоємність системи)

Термін	Визначення, формули, показники
Зміна ентальпії, ΔH , [кДж/моль]	$\Delta H = H_2 - H_1$ Ентальпія, як і будь-яка характеристична функція, залежить лише від стану системи, тому неможливо виміряти її абсолютне значення, однак можна встановити її змінення при переході системи з одного стану в інший. Визначається станом системи й не залежить від того, яким чином цей стан досягнутий
Екзотермічні процеси	Відбуваються з виділенням теплоти ($\Delta H < 0$); $H_2(g) + Cl_2(g) = 2HCl(g)$; $\Delta H = -184,6$ кДж/моль (виділення енергії)
Ендотермічні процеси	Відбуваються з поглинанням теплоти ($\Delta H > 0$); $N_2(g) + O_2(g) = 2NO(g)$; $\Delta H = 180,8$ кДж/моль (поглинання енергії)
Теплоємність системи, C	Кількість теплоти, необхідна для нагрівання одиниці кількості речовини на один градус: $C = \Delta Q / \Delta T$, [Дж/К]. Розрізняють декілька видів теплоємностей за критеріями: – одиниці кількості речовини; – характер термодинамічного процесу; – величини інтервалу температур. Залежно від одиниці кількості речовини – 1 кг, 1 м ³ і 1 моль, розрізняють: – питому, віднесену до 1 кг маси ($C_{\text{пит.}}$, Дж/(кг × К)); – об'ємну, віднесену до 1 м ³ газу за нормальних фізичних умов ($t = 0$ °С; $p = 760$ мм рт. ст.) ($C_{\text{об.}}$, Дж/(м ³ × К)); – молярну, віднесену до 1 моль (C_m , Дж/(моль × К)). Залежно від характеру термодинамічного процесу розрізняють ізобарну C_p та ізохорну C_v теплоємності. Залежно від величини інтервалу температур розрізняють середню та істинну теплоємність
Питома теплоємність	Величина, яка чисельно дорівнює кількості енергії у формі тепла, що підводиться і поглинається 1 кг тіла і спричиняє зміну температури на 1 К
Тепловий ефект реакції	Кількість теплоти, яка виділяється або поглинається під час реакції. Міра зміни запасу енергії в результаті протікання даного процесу, яка виділяється або поглинається при незворотному проходженні реакції, коли реагують між собою молярні кількості речовини, а єдиною роботою є тільки робота розширення
Термохімія	Розділ термодинаміки, який вивчає теплові ефекти хімічних реакцій та фазових перетворень
Термохімічні рівняння	Рівняння хімічних реакцій, у яких вказано не тільки формули речовин, але і теплові ефекти Приклад: $C(\text{графіт}) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 393,5$ кДж, $\Delta H = -393,5$ кДж/моль Термохімічні рівняння, хоча і дуже схожі на звичайні хімічні рівняння, відрізняються від них такими особливостями: – вказані агрегатні (фазові) стани всіх речовин; – усі коефіцієнти мають розмірності – моль; – припустимі нецілі коефіцієнти; – із термохімічними рівняннями можна робити арифметичні дії, як і з алгебраїчними рівняннями їх можна складати, віднімати, множити на числа
Перший закон термохімії, закон Лавуазьє-Лапласа (1784 р.)	При розкладі складної сполуки на прості речовини поглинається (чи виділяється) стільки теплоти, скільки її виділяється (чи поглинається) при утворенні такої ж кількості складної сполуки з простих. Ентальпія утворення складної сполуки чисельно дорівнює ентальпії її розкладу, взятій із протилежним знаком. $\Delta H_{\text{утв.}}^0(\text{складн. речовини}) = -\Delta H_{\text{розкл.}}^0(\text{складн. речовини})$ Наприклад, $\Delta H_{\text{утв.}}^0(H_2O_{(l)}) = -\Delta H_{\text{розкл.}}^0(H_2O_{(l)})$

Термін	Визначення, формули, показники
<p>Закон Гесса (Основний закон термохімії)</p>  <p>$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5 + \Delta H_6 = \Delta H_7 + \Delta H_8$</p>	<p>Тепловий ефект хімічних реакцій, які протікають при постійному об'ємі або тиску, не залежить від кількості проміжних стадій і визначається тільки початковим і кінцевим станом системи. Закон Гесса дозволяє:</p> <ul style="list-style-type: none"> – обчислити теплові ефекти таких реакцій, які взагалі не протікають в умовах досліду; – обчислити теплові ефекти таких реакцій, для яких неможливе визначення теплового ефекту
<p>Стандартні ентальпії, ΔH_{298}^0, [кДж/моль]</p>	<p>Теплові ефекти, віднесені до 1 моля речовини за стандартних умов (температура 298 К, тиск 101,3 кПа)</p>
<p>Стандартна ентальпія утворення, $\Delta H_{\text{утв.}}^0$, [кДж/моль]</p>	<p>Ентальпія утворення 1 моль складної речовини з простих речовин за стандартних умов</p>
<p>Стандартна ентальпія згоряння, $\Delta H_{\text{згор.}}^0$, [кДж/моль]</p>	<p>Ентальпія окиснення 1 моль речовини до вищих оксидів за стандартних умов</p>
	<p>Значення стандартних ентальпій більшості сполук можна знайти у довідниках термодинамічних величин або розрахувати за відповідними методиками</p>
Наслідки закону Гесса	
<p>Перший наслідок</p>	<p>Тепловий ефект реакції (ентальпія) дорівнює різниці алгебраїчних сум ентальпій утворення продуктів реакції та алгебраїчних сум ентальпій утворення вихідних речовин, враховуючи стехіометричні коефіцієнти.</p> $\Delta H_r = \sum \Delta H_{\text{утвор}}^0(\text{прод.}) - \sum \Delta H_{\text{утвор}}^0(\text{вих.})$ <p>Приклад розрахунку теплового ефекту для реакції: $\text{C}_2\text{H}_4(\text{r}) + \text{H}_2\text{O}(\text{p}) = \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{p})$</p> $\Delta H^{\circ} \text{х.р.} = \Delta H^{\circ} \text{утв.}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) - (\Delta H^{\circ} \text{утв.}(\text{C}_2\text{H}_4) + \Delta H^{\circ} \text{утв.}(\text{H}_2\text{O})) =$ $= -235,31 - (52,28 + (-241,83)) = -45,76 \text{ кДж/моль}$
<p>Другий наслідок</p>	<p>Тепловий ефект реакції дорівнює різниці сум стандартних ентальпій згоряння вихідних речовин і стандартних ентальпій згоряння продуктів реакції, взятих у відповідності зі стехіометричними коефіцієнтами.</p> $\Delta H_r = \sum \Delta H_{\text{згор.}}^0(\text{вих.}) - \sum \Delta H_{\text{згор.}}^0(\text{прод.})$ <p>Приклад розрахунку теплового ефекту для реакції: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{тв}) = 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{p}) + 2\text{CO}_2(\text{r})$</p> $\Delta H^{\circ} \text{х.р.} = \Delta H^{\circ} \text{згор.}(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{тв})) - (2\Delta H^{\circ} \text{згор.}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{p})) +$ $+ 2\Delta H^{\circ} \text{згор.}(\text{CO}_2(\text{r}))) = -2815 - (2(-1367)) = -81 \text{ кДж/моль}$
Застосування першого закону термодинаміки до живих систем	
<p>Перший закон термодинаміки для живих систем</p>	<p>Усі види робіт в організмі відбуваються завдяки еквівалентній кількості енергії, що виділяється при окисненні поживних речовин. Будь-яка біологічна система є відкритою термодинамічною системою, живі організми не можуть ні створювати енергію з нічого, ні знищувати її, вони можуть тільки перетворювати одну форму енергії в іншу. Цей закон встановлює кількісні співвідношення між кількістю тепла, роботою і зміною внутрішньої енергії термодинамічної системи, але не визначає напрямку термодинамічних процесів.</p> <p>Застосування першого закону термодинаміки до живих систем полягає в тому, що енергія, яка надходить у живі організми з їжею, розподіляється у процесі споживання на дві частини:</p> <ul style="list-style-type: none"> – виділяється в середовище у вигляді тепла та енергії, що міститься у продуктах життєдіяльності; – відкладається в клітинному матеріалі. <p>Сума цих двох частин дорівнює внутрішній енергії їжі, що надходить до організму</p>

Термін	Визначення, формули, показники
Енергетичний баланс організму вивчається методами прямої і непрямой калориметрії	
Калориметрія	<p>Сукупність методів вимірювання кількості теплоти, що виділяється чи поглинається в будь-якому процесі. Для визначення кількості теплоти використовують спеціальні прилади – калориметри.</p> <p>Дані калориметрії застосовують у багатьох галузях хімії, теплотехніці, технології.</p> <p>Вони використовуються для розрахунку термодинамічних характеристик речовин, хімічних рівноваг, встановлення зв'язку між термодинамічними характеристиками речовини та її властивостями і будовою, а також для складання теплових балансів технологічних процесів</p>
<p>Калориметр</p> 	<ol style="list-style-type: none"> 1 Калориметр Джоуля, призначений для визначення питомої теплоємності рідини електричним методом. 2 Схема бомбового калориметру, що використовується для визначення кількості енергії твердих, рідких та газоподібних речовин під час згоряння
Пряма калориметрія	Визначення в ізольованій камері кількості теплоти, що випромінюється живим організмом при різних процесах нормальної фізіологічної діяльності
Непряма калориметрія	 <p>Непряма калориметрія – це простий, неінвазивний тест, який може безпосередньо виміряти базові витрати енергії людини. Заснована на розрахункових методах із використанням дихальних коефіцієнтів і калоричного еквівалента кисню</p>
Дихальний коефіцієнт	<p>Співвідношення між об'ємом вуглекислого газу, що виділився, і об'ємом кисню, що поглинувся.</p> <p>Для вуглеводів він дорівнює 1,0, білків – 0,8, жирів – 0,7</p>
Калоричний еквівалент кисню	Дорівнює кількості теплоти, що виділяється при витраті 1 л кисню. Для вуглеводів він дорівнює 21,2 кДж, білків – 20,09 кДж, жирів – 19,6 кДж
Другий закон термодинаміки	<p>В ізольованій системі мимовільно можуть протікати тільки ті процеси, за яких відбувається збільшення ентропії.</p> <p>Інші визначення II закону термодинаміки: "теплота не може самочинно переходити від більш холодного тіла до більш нагрітого" (постулат Клаузіуса або Кельвіна (1855)), або "неможливий круговий процес, єдиним результатом якого було б виробництво роботи внаслідок охолодження теплового резервуара" (постулат Томсона).</p> <p>II закон термодинаміки стверджує, що неможливо отримати роботу завдяки енергії тіл, що знаходяться у термодинамічній рівновазі, а також він дає обмеження на напрямок протікання термодинамічних процесів та визначає умови самостійного протікання процесів</p>
Ентропія (S) (молекулярно-кінетичне визначення)	<p>Кількісна міра неупорядкованості та вірогідність перебування системи у зазначеному стані.</p> <p>Ентропія – функція стану, її зміна залежить тільки від початкового й кінцевого стану системи, вимірюється у кДж/моль × К.</p> <p>Кожна система намагається перейти до стану з найбільшою неупорядкованістю у зв'язку з тим, що частинкам у природі</p>

Термін	Визначення, формули, показники
	<p>властива хаотичність. Ентропія визначає напрямок самочинного процесу та не залежить від його шляху.</p> <p>Самочинний процес може протікати в ізольованій системі в тому випадку, коли він характеризується збільшенням ентропії, у рівноважній системі ентропія постійна:</p> $\Delta S \geq 0$ <p>Величина ентропії залежить від агрегатного стану, алотропної форми, температури, тиску, складності системи.</p> <p>Будь-яка система прагне до переходу в найбільш імовірний стан (тобто до збільшення безладу):</p> $S(\text{газ}) > S(\text{р}) > S(\text{тв})$ <ul style="list-style-type: none"> – ентропія при нагріванні речовини завжди зростає; – ентропія зростає при переході речовини з кристалічного стану у рідкий і далі – у газоподібний; – ентропія особливо різко змінюється у випадку реакцій, що йдуть зі зміною кількості молекул газів: при збільшенні кількості газових молекул вона зростає; при зменшенні – зменшується
Ентропія (визначення Клаузіуса)	<p>Функція стану, прирощення якої дорівнює теплоті, підведеної до системи в оборотному ізотермічному процесі, поділене на абсолютну температуру, при якій здійснюється процес:</p> $\Delta S = \Delta Q / T \text{ [Дж/моль} \times \text{K]}.$ <p>$\Delta Q = T\Delta S$ – зв'язана енергія, що враховує ентропійну складову процесу.</p> <p>Сутність другого закону: різні види енергії прагнуть перетворитися на теплоту, а теплота прагне розсіятися. Тобто теплоту не можна повністю перетворити на роботу. Або: будь-який самодовільний процес в ізольованій системі йде зі зростанням ентропії.</p> <p>Зміна ентропії хімічного процесу дорівнює різниці між сумою ентропій продуктів реакції та сумою ентропій початкових речовин (природно, з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів)</p> $\Delta S_{\text{р-ції}} = \sum \Delta S(\text{прод}) - \sum \Delta S(\text{вих. речовин}).$ <p>Приклад розрахунку зміни ентропії для реакції:</p> $\text{CH}_4(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) = \text{CO}(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}).$ $\Delta S_{\text{х.р.}} = S^{0}_{298}(\text{CO}) + 3S^{0}_{298}(\text{H}_2) - S^{0}_{298}(\text{CH}_4) - S^{0}_{298}(\text{H}_2\text{O}) =$ $= 197,54 + 3 \times 130,58 - 186,19 - 188,70 = +214,39 \text{ Дж/моль K}$
Позитивний процес (самочинний)	Процес, який відбувається в системі без втручання зовнішніх сил та наближає систему до стану термодинамічної рівноваги. Самочинні процеси реалізуються під впливом двох основних факторів: прагнення системи до досягнення мінімуму енергії та до збільшення її ентропії, тобто зростанню безладу в ній
Негативний процес (несамочинний)	Процес, який віддаляє систему від стану термодинамічної рівноваги
Рівноважний процес	Процес, при якому система безперервно проходить послідовний ряд рівноважних станів
Рівняння Больцмана	$S = k \ln W,$ <p>де k – константа Больцмана ($1,38 \times 10^{-23} \text{ Дж/К}$) W – кількість мікростанів Рівняння пов'язує ентропію з кількістю мікростанів (W)</p>
Мікростан	Термін, який використовується для опису кількості різних можливостей розташування молекулярного положення та кінетичної енергії в конкретному термодинамічному стані. Таким чином, процес, який збільшує кількість мікростанів, збільшує ентропію

Термін	Визначення, формули, показники
Енергія Гіббса (ізобарно-ізотермічний потенціал G)	$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ На протікання хімічного процесу впливає не тільки ентропійний але й ентальпійний фактори. Сумарний ефект цих факторів для ізотермічних процесів відображає енергія Гіббса. Енергія Гіббса – функція стану, критерій самодовільності процесів у неізольованих системах. Енергія Гіббса — критерій напрямку процесу при сталих T і P. Енергія Гіббса є критерієм самочинного перебігу хімічної реакції. Хімічна реакція принципово можлива, якщо енергія Гіббса зменшується, тобто $\Delta G < 0$. (Умова можливості самочинного перебігу реакції у прямому напрямку.) Якщо $\Delta G > 0$, то реакція не може відбуватися самочинно. (Умовою неможливості самочинного перебігу реакції у прямому напрямку.) $\Delta G = 0$, реакція проходить як у прямому, так і в зворотному напрямку, а система перебуває у стані рівноваги. При постійній температурі та тиску самодовільно можуть протікати тільки ті процеси, для яких зміна енергії Гіббса негативна
Енергія Гельмгольца (ізохорно-ізотермічний потенціал F)	$\Delta F = \Delta U - T\Delta S$. Для ізохорних процесів вводиться величина аналогічна енергії Гіббса. У самодовільних (необоротних) ізохорно-ізотермічних процесах енергія Гельмгольца зменшується, стану рівноваги відповідає $dF = 0$ і $F = F_{\text{мін}}$ – вільна енергія приймає мінімальне значення (сумісне з даними V і T). Енергія Гельмгольца – критерій напрямку процесу при сталих T і V
Гомеостаз	Властивість живих систем підтримувати сталість параметрів і незмінність у часі швидкостей надходження й видалення речовин і енергії, що забезпечує стійкість фізіологічних функцій. Для живих організмів їх стан визначається як нерівноважний стаціонарний. Стаціонарний стан зовні схожий на рівноважний тим, що в ньому зберігається сталість тиску, об'єму, температури, концентрації часток. Однак ця сталість забезпечується безперервним, що йде з постійною швидкістю, відтоком речовини із системи й надходженням поживних речовин у неї ззовні. Механізм гомеостазу діє на всіх рівнях організації живих систем – молекулярному, клітинному, на рівні всього організму й навіть на популяційному рівні. Стаціонарний стан необхідний біосистемам, тому що в цьому стані вони набувають здатності до саморегуляції. Якщо стаціонарний стан досить стійкий, то після відхилення від нього, спричиненого зовнішнім впливом, система здатна повернутися у вихідний стан. Енергетичний обмін у живих системах організований так, що в ньому паралельно йдуть можливі з термодинамічної точки зору реакції (наприклад, розпад вуглеводів до води й вуглекислого газу) і неможливі (біосинтез складних молекул, активний транспорт через клітинні мембрани й т. п.). Це досягається завдяки енергетичному супряженню, переходу процесу в багато-стадійний режим і функціонуванню мультиферментних систем. Підтримка гомеостазу відбувається через систему узгоджених реакцій, спрямованих на забезпечення, підтримання або відновлення сталості внутрішнього середовища організму. Організм як тварини, так і людини є відкритою системою, що досить щільно пов'язана із середовищем

Термін	Визначення, формули, показники
Механізми підтримання гомеостазу	
Енергетичне супряження	Механізм енергетичного супряження має місце, коли можлива, з погляду ентропійного критерію, реакція поєднується з реакцією, термодинамічно неможливою, і дає для неї енергію. При цьому вільна енергія першої повинна перевищувати споживану енергію другої. Спряжені реакції, що спрягаються, повинні мати спільний компонент – зв'язуючий фактор, яким звичайно є фосфат-іон (реакція гідролізу АТФ)
Багатостадійний режим	Переведення біохімічного процесу у багатостадійний режим дозволяє живому організму легко регулювати синтез тих чи інших речовин у необхідних кількостях. Це пояснюється тим, що різниця вільних енергій початкового й кінцевого стану для кожної з окремих стадій звичайно невелика, а тому ймовірність досягнення рівноваги для неї більше, ніж для процесу в цілому
Функціонуванням мультиферментних систем	Багатостадійність проходження хімічних перетворень у живих системах забезпечується функціонуванням мультиферментних систем, які працюють за принципом молекулярного конвеєра – продукт однієї ферментативної реакції слугує субстратом для наступного перетворення
Метаболізм	Сукупність процесів, що забезпечують кругообіг речовин і енергії із середовища, їх перетворення у біологічних системах та видалення продуктів життєдіяльності й енергії у середовище. До цих процесів належить засвоєння поживних речовин та кисню, які надходять із навколишнього середовища, через перетворення біосубстратів у організмі, які є джерелами енергії (фотосинтез, гліколіз та ін.) аж до утворення кінцевих продуктів (CO ₂ , вода, сечовина та ін.), що виділяються назовні. Живі організми здатні вбирати з навколишнього середовища і перетворювати енергію (енергетичний обмін), яка потім витрачається на побудову та підтримку їх структурної організації (пластичний обмін). Метаболізм об'єднує анаболічні та катаболічні процеси і забезпечує процеси життєдіяльності у клітинах організму
Катаболізм	Процес розщеплення органічних молекул до кінцевих продуктів. Головні кінцеві продукти перетворень органічних речовин у тварин та людини – CO ₂ , H ₂ O та сечовина
Анаболізм	Об'єднання біопроцесів, у яких утворюються складні макромолекули, необхідні для організму
Екзергонічні реакції	Реакції катаболізму, що супроводжуються вивільненням енергії. Під час перетворення біосубстратів на проміжні речовини (ацетил-КоА, оксалоацетат, 2-оксоглутарат), при цьому близько 20 % енергії звільняється в анаеробних умовах, частина накопичується в АТФ, частина – розсіюється. В аеробних умовах відбувається біологічне окиснення, під час якого вивільняється 80 % енергії
Ендергонічні реакції	Анаболічні реакції, в яких використовується енергія, яка вивільняється при катаболізмі
АТФ як універсальне джерело енергії для біохімічних реакцій	
АТФ – аденозинтрифосфат	АТФ – універсальне джерело енергії для біохімічних реакцій в організмі, таких як: – синтез нуклеїнових кислот; – синтез білків-регуляторів; – синтез структурних білків; – синтез транспортних білків; – утворення глюкози; – розщеплення ліпідів; – транспорт речовин тощо.

Термін	Визначення, формули, показники
	При окисненні в організмі вуглеводів, жирів та білків вивільняється енергія, яка накопичується в макроергічних сполуках, багатих енергією, таких як: – АТФ – аденозинтрифосфат; – АДФ – аденозиндифосфат; – фосфоенолпіруват; – креатинфосфат; – ацетил-КоА

- **перелік практичних навичок, якими необхідно оволодіти:**
- трактувати хімічні і біохімічні процеси з позицій їх теплових ефектів;
- визначати тепловий ефект хімічної реакції, використовуючи значення теплоти згоряння вихідних речовин і продуктів реакції;
- розрахувати калорійність харчових продуктів, використовувати термодинамічні функції для оцінки спрямованості процесів;
- пояснювати енергетичне супряження в живих системах.

8. Ситуаційні задачі для визначення кінцевого рівня знань.

8.1. Ситуаційні задачі з алгоритмами їх вирішення.

8.1.1. Порівняйте ентропію еквімолярної кількості кристалічної та пароподібної речовини при постійній температурі?

Алгоритм рішення: ентропія є мірою неупорядкованого стану речовини. У кристалі частинки (атоми, іони) мають упорядковане розташування і можуть перебувати лише в деяких точках простору, а для газу таких обмежень немає. 1 моль газу має набагато більший об'єм, ніж 1 моль кристалу, і можливість хаотичного руху молекул газу більше. А оскільки ентропію можна розглядати як кількісну міру хаотичності атомно-молекулярної структури речовини, то ентропія 1 моля пари речовини більше ентропії 1 моля його кристалів при однаковій температурі.

8.1.2. За термохімічним рівнянням реакції



обчисліть, скільки теплоти виділиться при окисненні 1,5 моля купруму. Алгоритм рішення: за рівнянням реакції відомо, що окиснення 2 моль речовини відповідають 311 кДж теплоти, відповідно:

2 моль – 311 кДж;

1,5 моль – X кДж.

Звідси X = 233,25 кДж.

Відповідь: 233,25 кДж.

8.1.3. Ентальпія згоряння глюкози дорівнює – 2802 кДж/моль при 298 К. Скільки грам глюкози потрібно витратити людині, щоб піднятися сходами на 3 м? Прийняти, що в корисну роботу можна перетворити 25 % ентальпії.

Алгоритм рішення: корисна робота, яка може бути здійснена людиною в результаті окиснення 1 г глюкози киснем (з урахуванням ККД організму), дорівнює:

$$A = n(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \times H_{\text{згор}}(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \times \eta.$$

$$A = \frac{1 \text{ г}}{180 \text{ г/моль}} \times 2802 \text{ кДж/моль} \times 0,25 = 3,89 \text{ кДж.}$$

Робота, яку необхідно здійснити для підйому людини масою 70 кг на висоту 3 м, становить:

$$A = mgh = 70 \text{ кг} \times 9,8 \text{ кг/с}^2 \times 3 \text{ м} = 2058 \text{ Дж} = 2,058 \text{ кДж}$$

Отже, якщо окиснення 1 г глюкози дозволяє здійснення роботи у 3,89 кДж, то для виконання роботи у 2,058 кДж визначимо за пропорцією:

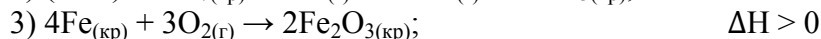
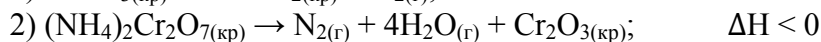
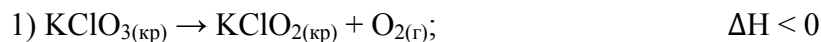
$$1 \text{ г} - 3,89 \text{ кДж.}$$

$$x \text{ г} - 2,058 \text{ кДж.}$$

$$x = \frac{1 \text{ г} \cdot 2,058 \text{ кДж}}{3,89 \text{ кДж}} = 0,529 \text{ г.}$$

Відповідь: 0,529 г.

8.1.4. Визначити знак енергії Гіббса у наступних реакціях:



Алгоритм рішення: енергія Гіббса.

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

На здійснення хімічного процесу впливає не тільки ентальпійний, але й ентропійний фактори. Сумарний ефект цих факторів для ізотермічних процесів відображає енергія Гіббса.

При аналізі першого рівняння стає зрозумілим, що ентропія процесу зростає внаслідок утворення газоподібної речовини, тобто ентропійна складова зростає $\Delta S > 0$. За умови $\Delta H < 0$ енергія Гіббса в першому процесі менше нуля ($\Delta G < 0$).

Аналіз другого рівняння показує, що ентропія зростає $\Delta S > 0$, тому що під час реакції зростає загальній об'єм газоподібної речовини. За умови $\Delta H < 0$ енергія Гіббса в другому процесі також менше нуля ($\Delta G < 0$).

У третьому рівнянні ентропія зменшується ($\Delta S < 0$) через витрачання газоподібного кисню й, як наслідок, зменшення загального об'єму. За умови $\Delta H > 0$ енергія Гіббса у третьому процесі більше нуля ($\Delta G > 0$).

8.1.5. Зробити аналіз ентропії процесу конверсії метану.

Використовуючи довідкові дані для значень ентропії утворення сполук-учасників реакції конверсії метану, підтвердити аналіз.

Довідникові дані значень ентропії утворення:

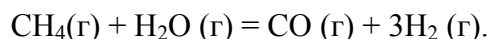
$$S_{298}^0(\text{CO}) = 197,54 \text{ Дж/моль К};$$

$$S_{298}^0(\text{H}_2) = 130,58 \text{ Дж/моль К};$$

$$S_{298}^0(\text{CH}_4) = 186,19 \text{ Дж/моль К};$$

$$S_{298}^0(\text{H}_2\text{O}) = 188,70 = +214,39 \text{ Дж/моль К.}$$

Алгоритм рішення: реакція конверсії метану проходить згідно з рівнянням:



За аналізом рівняння реакції, можна якісно оцінити змінення ентропії: вона повинна зростати ($\Delta S > 0$), оскільки в результаті реакції утворюється більша кількість газових молекул, ніж вступає в реакцію. Це свідчить про посилення неупорядкованості системи і, як наслідок – про збільшення ентропії.

Ентропія – функція стану, тому її змінення визначається тільки початковим і кінцевим станами системи:

$$\Delta S_{\text{р-ції}} = \sum S_{298}^0(\text{прод}) - \sum S_{298}^0(\text{вих. речовин}).$$

$$\begin{aligned} \Delta S_{\text{х.р.}} &= S_{298}^0(\text{CO}) + 3S_{298}^0(\text{H}_2) - S_{298}^0(\text{CH}_4) - S_{298}^0(\text{H}_2\text{O}) = \\ &= 197,54 + 3 \times 130,58 - 186,19 - 188,70 = +214,39 \text{ Дж/моль К.} \end{aligned}$$

Як підтверджують розрахунки, ентропія системи в результаті реакції дійсно зростає $\Delta S > 0$.

8.2. Ситуаційні задачі для самоконтролю

1. Загальний обмін дорослої людини складає 105 кДж на кг маси тіла. Скільки грамів глюкози забезпечать енергетичну потребу людини з масою 72 кг?
2. Для забезпечення нормальної діяльності студента необхідно витратити 15 000 кДж. Розрахувати, в якій кількості хліба, цукру та олії знаходиться необхідна кількість енергії.
3. Визначити ΔH для реакції $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ та зробити висновок відносно самовільного протікання цього процесу в нормальних умовах, обґрунтувати розрахунком ΔG за довідковими даними.
4. 100 г тріски містять 11,6 г білків, 0,3 г жирів. Розрахувати калорійність порції тріски масою 220 грамів.
5. На випаровування 1 моля води необхідно 40,7 кДж. Скільки теплоти буде витрачено організмом на виділення через шкіру 800 г води? Яку кількість вуглеводів необхідно окислити для отримання цієї теплоти?
6. Сформулювати закон Гесса й навести приклад термохімічного рівняння.
7. Визначити ΔH для реакції $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$ та зробити висновок відносно самовільного протікання цього процесу в нормальних умовах, обґрунтувати розрахунком ΔG за довідковими даними.
8. Скільки теплоти виділиться при згорянні 89,6 г етилового спирту?
9. Виходячи з теплоти утворення $\text{CO}_2(\text{газ})$ ($\Delta H = -393,5$ кДж/моль) та термохімічного рівняння: $\text{C}(\text{тв}) + 2\text{N}_2\text{O}(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{N}_2(\text{г})$, $\Delta H = -557,5$ кДж, розрахувати теплоту утворення $\text{N}_2\text{O}(\text{г})$.
10. Складіть термохімічне рівняння горіння метану до $\text{CO}_2(\text{г})$ та води, знаючи, що теплоти утворення $\text{CO}_2(\text{г})$, $\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ та $\text{CH}_4(\text{г})$ відповідно дорівнюють: -393,5, -241,8 та -74,9 кДж/моль.
11. При взаємодії 4,2 г феруму із сульфуром виділилося 7,15 кДж теплоти. Складіть термохімічне рівняння цієї реакції.

8.3 Ситуаційні тести для визначення кінцевого рівня знань

1. До якої термодинамічної системи відносяться живі організми?
A. Ізольована. B. Напівізольована. C. Відкрита. D. Закрита.
2. Вкажіть властивість, характерну для термодинамічних функцій стану системи:
A. Залежність від шляху, по якому проходить процес перетворення в системі.
B. Залежність від часу перетворення в системі.
C. Залежність від початкового і кінцевого стану системи.
D. Залежність від швидкості перетворення в системі.
3. Математичний вираз першого закону термодинаміки:
A. $H = U + p\Delta V$. B. $Q = \Delta U + A$. C. $\Delta S = Q / T$. D. $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$.
4. Вкажіть максимальне значення ентропії для стану води:
A. Крига. B. Рідина. C. Пара.
5. Вказати, для якої з речовин стандартна ентальпія утворення дорівнює нулю:
A. $\text{Br}_2(\text{г})$. B. $\text{Br}_2(\text{р})$. C. $\text{Br}_2(\text{м})$. D. $\text{HBr}(\text{г})$.
6. Стан живих організмів визначається як:
A. Рівноважний. C. Нерівноважний стаціонарний.
B. Нерівноважний. D. Рівноважний стаціонарний.
7. Механізм енергетичного супряження в біологічних системах здійснюється за допомогою:
A. Карбонат-іона. B. Сульфат-іона. C. Фосфат-іона. D. Хлорид-іона.
8. При написанні термохімічного рівняння обов'язково слід вказувати:
A. Температуру реакції. C. Агрегатний стан речовини.
B. Тепловий ефект. D. Тепловий ефект і агрегатний стан речовини.
9. Яке з представлених рівнянь є термохімічним рівнянням реакції?
A. $\text{C}(\text{м}) + \text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г})$.
B. $\text{C}(\text{м}) + \text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + 393,5$ кДж.
C. $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$.

10. Обрати термохімічні рівняння екзотермічних реакцій:

- A. $O_2 + 1/2 O_2 = O_3$; $\Delta H = 142$ кДж.
B. $1/2 O_2 + H_2 = H_2O_{(г)}$; $\Delta H = -242$ кДж.
C. $H_2O + 1/2 O_2 = H_2O_2$; $\Delta H = 98,2$ кДж.
D. $H_2 + 1/2 O_2 = H_2O_{(р)}$; $\Delta H = -285,8$ кДж.

9. Рекомендації до оформлення результатів роботи

1. Опрацювати теоретичний матеріал за даною темою (див. п. 7).
2. Ознайомитися з алгоритмами рішення та оформлення ситуаційних задач (див. п. 8.1).
3. Самостійно розв'язати ситуаційні задачі для самоконтролю, розрахувати (див. п. 8.2).
4. Самостійно опрацювати ситуаційні тести для визначення кінцевого рівня знань (див. п. 8.3).
5. Ознайомитися з акредитованим (ННІ ЯО ХНМУ) дистанційним курсом 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=34027> та інструкцію з проведення лабораторної роботи <https://distance.knmu.edu.ua/mod/resource/view.php?id=34741>.
6. Алгоритми вирішення навчальних завдань аудиторної та самостійної роботи, результати і висновки лабораторної роботи занести у робочий зошит.

10. Лабораторна робота

Лабораторна робота "Оцінка раціону харчування".

Посилання на інструкцію до лабораторної роботи:

<https://distance.knmu.edu.ua/mod/resource/view.php?id=34741>

1. Скласти приблизний раціон харчування (на добу) й оцінити його збалансування за основними харчовими речовинами.
2. Визначити вміст основних поживних речовин у власному раціоні харчування та заповнити *табл. 4* з інструкції до розрахунку.
3. Проаналізувати та розрахувати власні енерговитрати відповідно до значень енерговитрат за видами діяльності та занести результати до таблиці "Енерговитрати за видом діяльності".
4. Заповнити *табл. 5* "Розрахунок вкладу основних харчових речовин (у %) в загальну калорійність раціону" та зробити аналіз щодо оптимального вмісту поживних речовин у власному раціоні.

Лабораторна робота "Оцінка раціону харчування"

Фізіологічні норми харчування включають в себе кількісну характеристику (калорійність раціону) та якісну характеристику (вміст у раціоні білків, жирів, вуглеводів, мінеральних солей і вітамінів). Калорійність або енергетична цінність виражається у кілокалоріях (ккал) або у кілоджоулях (кДж).

1 ккал представляє таку кількість тепла, яка необхідна для нагрівання.

1 л води на 1 °С: 1 ккал = 4,18 кДж. Потреба людини в енергії повинна відповідати його добовим енерговитратам, тому що надлишок споживання енергії неминуче призводить до відкладення жиру, тобто до ожиріння.

Добові енерговитрати у звичайних умовах складаються з нерегульованих і регульованих витрат. Нерегульовані витрати складаються з енергії, що витрачається на основний обмін витрат енергії на засвоєння їжі. Величина основного обміну (ВОО) залежить від маси тіла, віку, статі, фізіологічного стану та інших зовнішніх і внутрішніх факторів.

Регульовані витрати – це витрата енергії при виконанні різних видів робіт.

Коефіцієнт фізичної активності (КФА) – це співвідношення енерговитрат на виконання певного виду робіт і величини основного обміну за одиницю часу. КФА показує, у скільки разів енерговитрати організму на даний вид роботи перевищують величину основного обміну. Співвідношення загальних енерговитрат на всі види діяльності і величини основного обміну відображає рівень фізичної активності людини в цілому за добу і використовується для розрахунку добових енерговитрат людини (*табл. 1*).

**Енерговитрати дорослої людини при різній фізичній активності
відносно до величини основного обміну (КФА)**

Види діяльності	КФА	Види діяльності	КФА
Сон	1,0	їзда в транспорті	1,7
Відпочинок сидячи	1,2	Приготування їжі, догляд за дітьми	2,2
Ходьба: по дому прогулянка повільна у звичайному темпі із навантаженням 10 кг	2,5	Повсякденне прибирання	2,7
		Читання, навчання вдома	1,6
	2,8	Заняття на парі: реферування літератури виконання лабораторної роботи	1,9
	3,2		2,0
	3,5		2,6
Приймання їжі	1,5	Заняття спортом: помірна активність (танці, плавання, теніс)	4,2–6,6
Заняття спортом: легка активність (більярд, кеглі, гольф)	2,1–4,4	Заняття спортом: важкі вправи (футбол, атлетика, веслування)	6,6 і вище

Більш точно визначити цей показник можна, якщо виходити із середньостатистичних величин основного обміну для людини певної статі, віку і маси тіла. Для цього необхідно знайти в *табл. 3* відповідну величину основного обміну, розрахувати величину основного обміну за годину ($ВГО = ОО : 24$). Потім треба скласти хронометраж різних видів розумової і фізичної діяльності за добу; помножити ВГО на КФА з *табл. 1* для даної групи населення.

**Величини основного обміну (ВОО) (ккал) для дорослої людини
залежно від статі, маси тіла, для віку 17–29 років**

Чоловіки		Жінки	
Маса тіла, кг	Величини основного обміну (ВОО), ккал	Маса тіла, кг	Величини основного обміну (ВОО), ккал
50	1450	40	1080
55	1520	45	1150
60	1590	50	1230
65	1670	55	1300
70	1750	60	1380
75	1830	65	1450
80	1920	70	1530
85	2010	75	1600
90	2110	80	1680

Завдання 1. Розрахувати власні енерговитрати.

Приклад розрахунку енерговитрат для студента 18 років 75 кг.

1. Необхідно розрахувати ВОО енерговитрат за добу, ккал/год використовуючи дані *табл. 2*.

$$1830 : 24 = 76,25 \text{ ккал/год.}$$

2. Визначаємо енерговитрати (*табл. 3*) за видом діяльності (*див. табл. 1*).

Розрахунок енерговитрат

Вид діяльності	Час, години	КФА (табл. 1)	ВОО енерговитрат за добу, ккал/добу
Сон	8	1	$8 \times 1 \times 76,25 = 610$
Навчання в університеті			
Виконання домашнього завдання			
Проїзд у транспорті			
Заняття спортом			
Приймання їжі			
Пасивний відпочинок, читання			
Всього	24 години		

Завдання 2. Скласти приблизний раціон харчування (на добу) та оцінити його збалансування за основними харчовими речовинами.

Вміст основних поживних речовин в порційному харчуванні

Найменування продукту	Вміст в 100 г продукту, г		
	білки	жири	вуглеводи
Йогурт натуральний 1,5 % жирності	5	1,5	3,5
Сир російський	23,4	30	0
Сир голландський	26,0	26,8	0
Молоко	2,8	3,2	4,7
Майонез	3,1	67	2,6
Масло вершкове	0,6	82,5	0,9
Сало свиняче	1,4	92,8	0
Сметана 20 %	2,8	20	3,2
Сосиски	11,6	19,8	2,0
Курятина	18,2	18,4	0,7
Телятина	19,7	1,2	0
Свинина	11,4	49,3	0
Окунь	17,6	5,2	0
Тунець	22,7	0,7	0
Горбуша	21,0	7,0	0
Хек	16,6	2,2	0
Яйце (куряче)	12,7	11,5	0,7
Хліб пшеничний	7,6	0,9	45,6
Яблука	0,4	0,4	0,8
Томати	1,1	0,2	0,3
Шоколад темний	5,4	35,3	52,6
Мармелад	0	0,1	77,7
Арахіс	26,3	45,2	9,7
Фундук	16,1	66,9	9,9

Вміст основних поживних речовин в раціоні харчування

Раціон харчування	Порція, г	Вміст в раціоні, г (у перерахунку на порцію)		
		білки	жири	вуглеводи
Сніданок:				
Обід:				
Вечеря:				
Разом:				

Розрахунок вкладу основних харчових речовин (у %) в загальну калорійність раціону

Калорійність: (вклад у загальну калорійність)	білків	жирів	вуглеводів
	Оптимальне співвідношення	12 %	30 %

Висновки

Оформити протокол лабораторної роботи, зробити висновки. Результати зафіксувати в 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. 4-е видання. Київ : ВСВ "Медицина", 2019. 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. Г. О. Сирової. 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 / Kalibabchuk V. O., Halynska V. I., Hryshchenko L. I. et al. ; edited by Kalibabchuk V. O. 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., Yogeewari 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., Загричук Г. Я., Фальфушинська Г. І. Основи хімії елементів. Тернопіль : В-во Капюка, 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 / В. І. Кабачний, Л. К. Осипенко, Л. Д. Грицан 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 : ВСВ "Medicine", 2017. 300 p.

Навчальне видання

ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКА

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

Видання II, перероблене, доповнене

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

Відповідальний за випуск О. В. Присяжний



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

Формат А5. Ум. друк. арк. 2,5. Зам. № 25-34.

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

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