

МІНІСТЕРСТВО ОХОРОНИ ЗДОРОВ'Я УКРАЇНИ  
ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ МЕДИЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

**ТЕПЛОВІ ЕФЕКТИ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ. НАПРАВЛЕНІСТЬ  
ПРОЦЕСІВ**

Методичні вказівки для самостійної роботи студентів I курсу з дисципліни  
«Медична хімія»

«Затверджено»  
Вченою радою Харківського  
національного медичного  
університету  
Протокол №11  
від 27 листопада 2014 р.

Харків 2014

Теплові ефекти хімічних реакцій. Направленість процесів: Метод. вказ. для студентів 1-го курсу / уклад. Г.О. Сирова, Є.Р. Грабовецька, Л.Г. Шаповал, В.М. Петюніна, В.О. Макаров, С.В. Андрєєва, Л.В. Лук'янова, С.М. Козуб, С.А. Наконечна, Т.С. Тішакова, Р.О. Бачинський, О.Л. Левашова, О.В. Савельєва, Н.В. Копотєва, Н.М. Чаленко. – Харків: ХНМУ, 2014. – 19 с.

Укладачі:

Г.О. Сирова

Є.Р. Грабовецька

Л.Г. Шаповал

В.М. Петюніна

В.О. Макаров

С.В. Андрєєва

Л.В. Лук'янова

С.М. Козуб

С.А. Наконечна

Т.С. Тішакова

Р.О. Бачинський

О.Л. Левашова

О.В. Савельєва

Н.В. Копотєва

Н.М. Чаленко

## **ТЕМА ЗАНЯТТЯ «ТЕПЛОВІ ЕФЕКТИ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ. НАПРАВЛЕНІСТЬ ПРОЦЕСІВ»**

**1. Кількість годин 2**

**2. Матеріальне та методичне забезпечення теми.**

Таблиці:

1. Графологічна структура теми.
2. Типи систем.
3. Закон Гесса та його наслідки.
4. I закон термодинаміки
5. II закон термодинаміки
6. Ізобарно-ізотермічний потенціал

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. – К.: ВСВ «Медицина», 2013. – 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. Завгородній І.В., Сирова Г.О., Ткачук Н.М. та ін. Медична хімія. Навчальний посібник рекомендований МОЗ та МОН України як навчальний посібник для самостійної роботи студентів вищих медичних навчальних закладів IV рівня акредитації, Харків, ХНМУ, 2010. – 268 с.

3. Завгородній І.В., Ткачук Н.М., Петюніна В.М. та ін. Навчальний посібник для самостійної роботи студентів медичного факультету по курсу «Медична хімія» Модуль 2: «Рівновага в біологічних системах на межі розподілу фаз», Харків, ХНМУ, 2008. – 116 с.

4. Робочий зошит для самостійної роботи студентів з курсу «Медична хімія» Харків, ХНМУ, 2013. – 72 с.

5. Методичні вказівки для самостійної роботи студентів з курсу «Медична хімія» за темою «Теплові ефекти хімічних реакцій. Направленість процесів».

6. Конспект лекції

3. **Обґрунтування теми.** У живих організмах постійно відбувається обмін речовин (метаболізм). Це сукупність великої кількості хімічних перетворень, що супроводжується виділенням і поглинанням енергії. Цей процес обміну речовин і енергії є ознакою життя. Тому для медиків дуже важливо знати основні закони термодинаміки, що визначають можливість, напрям і межі протікання цих перетворень, вплив основних чинників (температури, концентрації і т. п.) на них. Методи термодинаміки дозволяють зрозуміти і вивчити процеси життєдіяльності в біологічних системах.

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 супряження 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 супряження в живих системах.

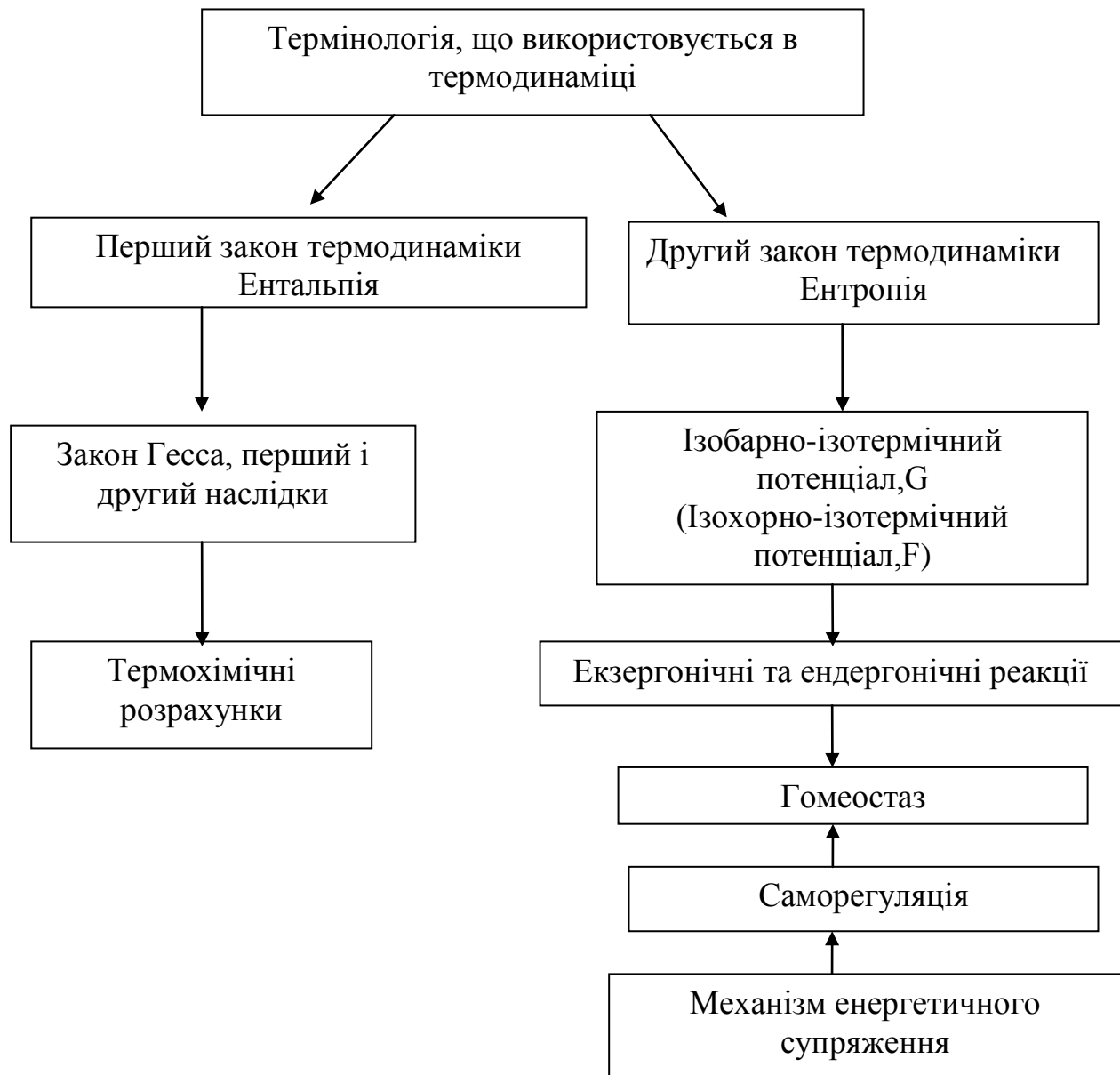
в) **практичні навички.**

- розраховувати тепловий ефект хімічної реакції, використовуючи значення теплоти згоряння вихідних речовин і продуктів реакції;

- розраховувати калорійність харчових продуктів;

- використовувати термодинамічні функції для оцінки спрямованості процесів, пояснювати енергетичне супряження в живих системах.

### 5. Графологічна структура теми.



## 6. Орієнтована карта роботи студентів.

№ п.п	Етапи	Час у хв.	Навчальні й наочні засоби	Місце проведення
1.	Мотиваційна характеристика та план теми. Відповіді на питання студентів	35	Навчальний посібник (робочий зошит)	Навчальна кімната
2.	Самостійна робота студентів з методичною літературою, рішення навчальних завдань	35	Методичні вказівки для студентів, тексти лекцій, навчальний посібник для самостійної роботи студентів, довідкові дані, таблиці	
3.	Тестовий контроль	15		
4.	Аналіз і підведення підсумків заняття	4		
5.	Домашнє завдання	1		

### 7. Завдання для самостійної роботи:

- перелік питань, що підлягають вивченню:

На практичному занятті слід розглянути наступні теоретичні питання:

1. Предмет і основні поняття хімічної термодинаміки.

2. Перший закон термодинаміки. Ентальпія. Екзотермічні і ендотермічні процеси.

3. Закон Гесса – основний закон термохімії. Термохімічні розрахунки для оцінки калорійності продуктів.

4. Другий закон термодинаміки. Ентропія. Термодинамічні потенціали: енергія Гіббса, енергія Гельмгольца. Критерії направленості процесів.

5. Застосування законів термодинаміки до живих систем. Енергетичні супряження в живих системах. Ендергонічні та екзергонічні процеси.

### 1. Предмет і основні поняття хімічної термодинаміки

*Термодинаміка* – наука про перетворення енергії. Суть термодинамічного підходу – у розгляді лише початкового та кінцевого стану тіл, що взаємодіють, не беручи до уваги шлях, по якому протікає процес і час перетворення.

Термінологія, що використовується в термодинаміці.

*Система* – будь-яка сукупність тіл, відділена від зовнішнього середовища поверхнею розділу (реальною або уявною), всередині якої можливий масо- та теплообмін.

*Ізольованою системою*, називається система, що не обмінюється з навколишнім середовищем ні масою, ні енергією ( $\Delta m = 0$ ,  $\Delta U = 0$ ).

*Закрита система* – обмінюється з навколишнім середовищем тільки енергією ( $\Delta m = 0$ ,  $\Delta U \neq 0$ ).

*Відкрита система* – обмінюється з навколишнім середовищем і масою, і енергією ( $\Delta m \neq 0$ ,  $\Delta U \neq 0$ ). З погляду термодинаміки живий організм відноситься до відкритих систем.

*Стан системи* – це сукупність її фізичних і хімічних властивостей; він характеризується *термодинамічними параметрами*. Основні з них: температура  $T$ , тиск  $P$ , об'єм системи  $V$ , загальна маса системи  $m$ , маси хімічних речовин (компонент)  $m_k$ , з яких складається система, або концентрація цих речовин  $C_k$ .

### 2. Перший закон термодинаміки. Ентальпія. Екзотермічні і ендотермічні процеси

Якщо відсутній теплообмін системи із зовнішнім середовищем, то величина внутрішньої енергії залишається постійною. По суті — це закон збереження енергії – *перший закон термодинаміки*. Іншими словами, *енергія не може ні створюватися, ні зникати, вона може тільки переходити з однієї форми в іншу*. Це фундаментальний закон природи.

Теплота, підведена до системи, витрачається на збільшення внутрішньої

енергії  $\Delta U$  і здійснення роботи проти зовнішніх сил  $A$ :

$$Q = \Delta U + A$$

– це математичний вираз першого закону термодинаміки. Під внутрішньою енергією мають на увазі загальний її запас. Сюди відносять енергію поступального руху атомів, молекул, іонів, енергію внутрішньо-молекулярних коливань атомів, енергію руху електронів в атомах, внутрішньоядерну енергію й т.д. але без кінетичної й потенційної енергії системи в цілому. Визначити абсолютну величину внутрішньої енергії не представляється можливим. Однак, її зміну при переході з одного стану в інший визначити можна й це є цілком достатнім для вирішення багатьох питань.

В термодинаміці розрізняють *ізохорні* ( що протікають при  $V = \text{const}$ ) і *ізобарні* ( що протікають при  $P = \text{const}$ ) процеси.

У хімічній практиці частіше використовують ізобарні процеси, коли об'єм системи може збільшитися на  $\Delta V$ , у результаті чого вона виконає роботу, рівну  $p\Delta V$ . У цьому випадку процес характеризується *ентальпією*, величиною, обумовленою рівнянням  $H = U + p\Delta V$ . Зміна ентальпії дорівнює:

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

тобто зміна ентальпії продуктів реакції в порівнянні з ентальпією вихідних речовин в ізобарному процесі чисельно дорівнює підведеному або кількості, що виділилось, теплу:

$$Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H.$$

Часто ентальпію називають *тепломісткістю системи*.

Ентальпія як і внутрішня енергія характеризує енергетичний стан речовини, але відрізняється від внутрішньої енергії на величину енергії, що затрачена на подолання сил зовнішнього тиску. Вона також визначається станом системи й не залежить від того, яким чином цей стан досягнутий. У газів розходження між  $\Delta H$  і  $\Delta U$  у ході того або іншого процесу може бути досить значним. Це обумовлено тим, що для хімічного процесу, що протікає при постійному тиску, зміна об'єму пов'язане зі зміною числа молей

газоподібних речовин:

$$PV = nRT$$

Якщо в реакції витрачається  $n_1$  моль газоподібних речовин і утвориться  $n_2$  моль газоподібних продуктів, то:

$$\Delta(p) = (n_2 - n_1)RT = \Delta nRT$$

Отже,

$$Q_p = \Delta H = \Delta U + \Delta nRT, \quad Q_p = Q_v + \Delta nRT$$

Зіставляючи значення  $Q_p$  і  $Q_v$  неважко помітити, що тепловий ефект реакції, що протікає при постійному тиску, відрізняється від такого при постійному об'ємі на величину роботи розширення. У тому випадку, коли реакція відбувається в конденсованих фазах (твердому або рідкому стані), розходження між  $Q_p$  і  $Q_v$  і, отже, між  $\Delta H$  і  $\Delta U$  незначне.

Рівняння реакцій, для яких крім формул речовин вказуються їхні агрегатні стани й значення будь-якої термодинамічної функції стану, називаються *термохімічними*. Ентальпію реакції в цьому випадку називають *тепловим ефектом реакції*. Його характеризують не тільки абсолютною величиною, але й знаком. Прийнято вважати, що тепло, поглинене системою (*ендотермічні реакції*) – позитивне ( $\Delta H > 0$ ), а тепло, віддане системою в навколишнє середовище (*екзотермічні реакції*) – негативне ( $\Delta H < 0$ ), тому:  $Q = -\Delta H$ .

Термохімія дозволяє визначати теплові ефекти різних реакцій – *теплоти утворення* хімічних речовин, *теплоти згоряння* речовин, *розчинення*, *плавлення*, *нейтралізації*, *іонізації*, *атомізації* й т.п. Теплові ефекти, віднесені до 1 моля речовини в стандартних умовах (температура 298 К и тиск 101,3 кПа), називаються стандартними. Стандартним станом речовини буде: для твердих речовин – стійка при стандартній температурі поліморфна форма (графіт для вуглецю, ромбічна сірка, білий фосфор і т.п.), для газів – стан ідеального газу при тиску 1 атм, для речовин у розчинах – приймають

концентрацію, рівну 1 моль, маючи на увазі при цьому, що розчин має властивості, при його безкінечному розведенні.

### **3. Закон Гесса – основний закон термохімії. Термохімічні розрахунки для оцінки калорійності продуктів**

Наслідком першого закону термодинаміки є *закон Гесса* (основний закон термохімії): *Тепловий ефект хімічних реакцій, що протікають при постійному об'ємі або тиску, не залежить від числа проміжних стадій і визначається тільки початковим і кінцевим станом системи.* Закон Гесса дозволяє обчислити теплові ефекти таких реакцій, які або взагалі не протікають в умовах досліду, або для них неможливе визначення теплового ефекту (у випадку нестабільних сполук).

Із закону Гесса витікає: *тепловий ефект реакції (ентальпія) дорівнює алгебраїчній сумі ентальпій утворення продуктів реакції за винятком алгебраїчної суми ентальпій утворення вихідних речовин враховуючи стехіометричні коефіцієнти (перший наслідок).*

З теплотами згоряння (мова йде про реакції окислювання киснем) зв'язаний *другий наслідок* із закону Гесса: *Тепловий ефект реакції дорівнює різниці сум стандартної ентальпії згоряння вихідних речовин і стандартних ентальпій згоряння продуктів реакції, взятих у відповідності зі стехіометричними коефіцієнтами.*

Стосовно до живих систем перший закон термодинаміки можна сформулювати так: *всі види робіт в організмі відбуваються за рахунок еквівалентної кількості енергії, що виділяється при окисненні поживних речовин.*

Енергетичний баланс організму вивчається методами *прямої і непрямой калориметрії*. У першому випадку людину поміщають в ізольовану камеру, в якій визначають кількість теплоти, що випромінюється живим організмом при різних процесах нормальної фізіологічної діяльності. Непряма калориметрія заснована на розрахункових методах з використанням дихальних коефіцієнтів і калоричного еквіваленту кисню.

*Дихальний коефіцієнт* – це співвідношення між об'ємом вуглекислого газу, що виділився і об'ємом кисню, що поглинувся. Для вуглеводів він дорівнює 1,0, білків – 0,8, жирів – 0,7.

*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.

Калорійність харчових продуктів також визначається на підставі методів термохімії. У середньому цінність фізіологічного пального – харчових продуктів – трьох основних класів така: вуглеводів – 19,8 кДж/грам, білків – 16,8 кДж/грам, жирів – 37,8 кДж/грам. На підставі даних про калорійність харчових продуктів складаються науково обґрунтовані норми потреб у їжі для окремих груп населення з урахуванням енергетичних витрат. Норми враховують вік, стать людини, характер її праці й побуту, а також кліматичні особливості.

#### **4. Другий закон термодинаміки. Ентропія. Термодинамічні потенціали: енергія Гіббса, енергія Гельмгольца. Критерії направленості процесів**

Перший закон термодинаміки показує, що при будь-яких процесах енергія не виникає й не зникає, енергетичний баланс хімічного процесу можна розрахувати. Однак, він не дає відповіді на дуже важливе питання: можливий або не можливий самовільний (без дії зовнішніх сил) процес за даних умов, і в якому напрямку він буде протікати.

Тривалий час вважалось, що самовільно протікають тільки процеси, які супроводжуються зменшенням енергії системи (екзотермічні). Однак, відомо багато ендотермічних процесів (наприклад, розчинення деяких солей, розкладання вугільної кислоти й ін.), при яких теплота поглинається.

При невисоких температурах самовільно протікають, в основному, екзотермічні реакції:



Але при високих температурах ця реакція починає йти у зворотній бік:

вода розкладається на водень і кисень. Більше того, принцип направленості всіх процесів в бік мінімуму внутрішньої енергії виключає можливість зворотних реакцій, однак такі реакції протікають.

У чому причина певної направленості хімічних процесів? Які фактори визначають той або інший стан хімічної рівноваги?

Відомо, що в механічних системах стійкий стан відповідає мінімуму потенційної енергії. Звідси зрозуміло, чому вода тече зверху вниз, а не навпаки. У той же час, молекули речовин, що входять до складу повітря, розподіляються навколо Землі у вигляді атмосфери багатокілометрової товщини, але не падають на Землю, хоча мінімуму потенційної енергії відповідає найбільш низьке їхнє положення. Розгляньте явище – приклад прояву принципу направленості процесу у бік найбільш ймовірного стану, стану, якому відповідає максимальний безпорядок розподілу часток. Так, тенденція до мінімуму потенційної енергії змушує молекули повітря падати на Землю, а тенденція до максимальної ймовірності змушує їх безладно розподілятися в просторі. У результаті створюється деякий рівноважний розподіл молекул, що характеризується більш високою їхньою концентрацією біля поверхні Землі й більшим розрідженням по мірі віддалення від неї.

У системі сіль–вода мінімум енергії відповідає кристалічному стану солі. Однак більш ймовірний стан досягається при безладному розподілі солі в рідкій воді. При хімічних реакціях під дією того ж принципу атоми прагнуть з'єднатися в такі молекули, утворення яких приводить до виділення енергії (реакція сполучення). Але більш ймовірними є ті реакції, внаслідок яких зростає число часток (реакції розкладання).

Таким чином, самовільні процеси, що відбуваються без зміни енергетичного стану, відбуваються тільки в напрямку, при якому безпорядок в системі зростає й вона переходить у більш ймовірний стан.

*Мірою невпорядкованості системи або ймовірності є ентропія ( $S$ ), що представляє собою функцію стану й, отже, її зміна залежить тільки від початкового й кінцевого стану системи, вимірюється в кДж/мол·К. Ентропія  $S$*

пов'язана з числом рівно вірогідних мікростанів  $W$ , якими можна реалізувати даний макростан системи, рівнянням:

$$S = R/N \ln W,$$

де  $R$  – універсальна газова постійна,  $N$  – число Авогадро.

Найменшу ентропію має ідеально побудована кристалічна речовина при абсолютному нулі. При нагріванні речовини ентропія завжди зростає, зростає вона при переході речовини із кристалічного стану у рідкий й далі в газоподібний. При хімічних процесах ентропія особливо різко змінюється у випадку реакцій, що йдуть зі зміною числа молекул газів: при збільшенні числа газових молекул вона зростає, при зменшенні - падає.

Суть *другого закону термодинаміки*: різні види енергії прагнуть перетворитися в теплоту, а теплота, у свою чергу, прагне розсіятися, тобто теплоту не можна повністю перетворити в роботу. Або: усякий самовільний процес в ізольованій системі йде зі зростанням ентропії.

Виникає питання, чи можна повернути самовільний процес? Другий закон термодинаміки відповідає, що це можливо шляхом створення еквівалентної або ще більшої неупорядкованості десь в іншому місці. Наочним прикладом є фотосинтез. Двоокис вуглецю, вода й інші поживні речовини поглинаються рослинами, і за їх рахунок синтезуються складні молекули вуглеводів. Цей процес супроводжується зниженням ентропії. Фотосинтез без сонячного світла неможливий. Тому зменшення ентропії при синтезі вуглеводів у рослинах компенсується зростанням ентропії на Сонці.

Багато інших важливих біохімічних процесів також здійснюються зі зменшенням ентропії – утворення біополімерів (білків, нуклеїнових кислот і ін.), активний транспорт іонів через клітинні мембрани й т.п. Але живий організм – відкрита система, а в ній ентропія може зростати, залишатися незмінною або зменшуватися залежно від кількості ентропії, утвореної всередині системи, її притоку ззовні або відтоку в зовнішнє середовище.

Наш Всесвіт теж не є ізольованою системою і тому йому «теплова смерть» – стан максимальної ентропії – не загрожує.

Стійкість будь-якої ізольованої системи визначається співвідношенням ентальпійного й ентропійного факторів. Перший характеризує прагнення системи до впорядкування, тому що цей процес супроводжується зменшенням внутрішньої енергії, другий — показує тенденцію до раз упорядкованості, оскільки такий стан найбільш ймовірний. Так, якщо в процесі  $\Delta S = 0$  – ступінь безпорядку не змінюється, то процес іде у бік зменшення ентальпії, тобто  $\Delta H < 0$ . Якщо ж у процесі не відбувається енергетичних змін ( $\Delta H = 0$ ), то процес іде у бік збільшення ентропії, тобто  $\Delta S > 0$ .

Як критерій самовільності в неізольованих системах була введена нова функція стану, що враховує обидва ці фактори. Ця функція стану для ізобарних процесів називається *енергією Гіббса* (на честь американського фізика Д. У. Гіббса), або *ізобарно-ізотермічний потенціал*,  $G$ :

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

Для ізохорних процесів вводиться аналогічна *енергія Гельмгольца* або *ізохорно-ізотермічний потенціал*,  $F$ :

$$\Delta F = \Delta U - T\Delta S$$

При постійній температурі й тиску самовільно можуть протікати тільки ті процеси для яких зміна енергії Гіббса (або Гельмгольца) негативна. Це одне з формулювань другого закону термодинаміки.

За допомогою довідкових стандартних значень розглянутих вище термодинамічних функцій (ентальпії, ентропії, енергії Гіббса - див. таблицю) на основі закону Гесса можна проводити біоенергетичні розрахунки для великої кількості біохімічних реакцій і прогнозувати їх протікання.

### **5. Застосування законів термодинаміки до живих систем. Енергетичні супряження в живих системах. Ендергонічні та екзергонічні процеси**

Біохімічні реакції, що супроводжуються зменшенням енергії Гіббса ( $\Delta G_{\text{реакції}} < 0$ ), називаються *екзергонічними* й, відповідно, *ендергонічними* при  $\Delta G_{\text{реакції}} > 0$ .

Класична термодинаміка має ряд рис, які вимагають дотримуватись

обережності в остаточних висновках стосовно біохімічних систем.

По-перше, класична термодинаміка вивчає ізольовані системи, а в живій природі таких систем немає. По-друге, вона розглядає *рівноважні стани*, для живих організмів же їх стан визначається як *нерівноважне стаціонарне*. 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 в неї ззовні.

*Властивість живих систем підтримувати сталість параметрів і незмінність у часі швидкостей надходження й видалення речовин і енергії, що забезпечує стійкість фізіологічних функцій, називається гомеостазом* (із грецького – «залишатися тим самим»). 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, викликаного 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 за рахунок енергетичного супряження, переходу процесу в багатостадійний режим і функціонуванням мультиферментних систем.

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. Реакції, що спрягаються, повинні мати спільний компонент – фактор, що з'єднує, яким звичайно є *фосфат-іон*.

Переведення біохімічного процесу в *багатостадійний режим* дозволяє

живому організму легко регулювати синтез тих або 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.

Багатостадійність проходження хімічних перетворень у живих системах забезпечується функціонуванням мультиферментних систем, що працює за принципом молекулярного конвеєру – продукт однієї ферментативної реакції служить субстратом для наступного перетворення.

Таблиця 1. Стандартні значення термодинамічних функцій при 298,15 К.

Речовина	Ентальпія $\Delta H^0$ , кДж/моль	Ентропія $S$ , Дж/моль·К	Енергія Гіббса $\Delta G^0$ , кДж/моль
HCl (г)	92,2	186,7	-95,3
NaCl (тв.)	411,0	72,4	-384,1
O <sub>2</sub> (г)	0	205,0	0
O <sub>3</sub> (г)	-142,0	238,8	162,8
H <sub>2</sub> O (г)	-241,8	188,7	-226,6
H <sub>2</sub> O (рідин.)	-285,8	69,9	-237,2
SO <sub>2</sub> (г)	296,9	248,5	-300,2
H <sub>2</sub> S (г)	20,4	205,6	-33,5
NH <sub>3</sub> (г)	-46,2	192,5	-16,5
NH <sub>3</sub> (водн.)	-80,8		
HCN (г)	132,0	201,7	121,6
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> (тв.)	-1281,1	110,5	-1119,2
C (графіт)	0	5,7	0
C (алмаз)	+1,8	2,4	2,8
CO (г)	-110,5	197,9	-137,1
CO <sub>2</sub> (г)	-393,5	213,6	-393,4
CO <sub>2</sub> (водн.)	-699,6		
H <sub>2</sub> (г)	0	130,6	

Речовина	Ентальпія $\Delta H^0$ , кДж/моль	Ентропія $S$ , Дж/моль·К	Енергія Гіббса $\Delta G^0$ , кДж/моль
Метан (г)	-74,8	186,2	-50,8
Етилен (г)	52,3	219,4	68,1
Ацетилен (г)	226,7	200,8	209,2
Бензол (рідина)	49,0	173,2	-124,4
Етанол (рідина)	-277,8	164,0	-174,1
Гліцерин (рідина)	-670,7	20,5	-477,1
Ацетальдегід	-166,0	264,2	-132,9
Ацетон (рідина)	-246,8	198,7	-155,4
Оцтова кислота (рідина)	-487,3	159,8	-389,4
Масляна кислота (рідина)	-524,3	255,0	-376,7
Фумарова кислота (тв.)	-811,1	166,1	-653,6
Молочна кислота (водн.)	-694,0	221,7	
Піровиноградна кислота (водн.)	-607,5		
Гліцин (тв.)	-524,7	109,2	-366,8
Сечовина (тв.)	-333,2	104,6	-197,1
Сечовина (водн.)	-319,2	173,8	
Глюкоза (тв.)	-1274,4		-919,5
Сахароза (тв.)	-2222,0	360,3	-1544,7

- перелік практичних навичок, якими необхідно оволодіти.

Після розгляду теми треба вміти розраховувати тепловий ефект хімічної реакції, використовуючи значення теплоти згоряння вихідних речовин і продуктів реакції; розраховувати калорійність харчових продуктів;

використовувати термодинамічні функції для оцінки спрямованості процесів, пояснювати енергетичне супряження в живих системах.

### 8. Ситуаційні задачі для визначення кінцевого рівня знань.

1. До якої термодинамічної системи відносяться живі організми?

- А. Ізольована
- Б. Відкрита
- В. Закрита
- Г. Живий організм не є системою

2. Математичний вираз першого закону термодинаміки:

- А.  $H = U + pV$ .
- Б.  $Q = \Delta U + A$
- В.  $\Delta S = Q/T$
- Г.  $\Delta G = \Delta H - TS$ .

3. Ентальпія – це:

- А. Функція, що характеризує напрям протікання перетворення в системі;
- Б. Функція, що характеризує швидкість протікання перетворення в системі;
- В. Функція, що характеризує тепловміст в системі;
- Г. Функція, що характеризує вірогідність протікання перетворення в системі

Еталони відповідей: 1 - Б; 2 - Б; 3 - В.

### 9. Рекомендації до оформлення результатів роботи.

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

### 10. Література

а) 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. – К.: ВСВ «Медицина», 2013. – 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. Завгородній І.В., Сирова Г.О., Ткачук Н.М. та ін. Медична хімія. Навчальний посібник рекомендований МОЗ та МОН України як навчальний посібник для самостійної роботи студентів вищих медичних навчальних закладів IV рівня акредитації, Харків, ХНМУ, 2010. – 268 с.

3. Завгородній І.В., Ткачук Н.М., Петюніна В.М. та ін. Навчальний посібник для самостійної роботи студентів медичного факультету по курсу «Медична хімія» Модуль 2: «Рівновага в біологічних системах на межі розподілу фаз», Харків, ХНМУ, 2008. – 116 с.

б) допоміжна:

1. Садовнича Л.П., Хухрянский В.Г., Цыганенко А.Я. Биофизическая химия. – Киев: «Вища школа», 1986. – 272с.1. Левітін Є.Я., Бризицька А.М., Ключова Р.Г. Загальна та неорганічна хімія. – Вінниця: Нова книга, 2003. – 464с.

2. Зеленин К.Н. Химия. –Санкт-Петербург: «Специальная Литература», 1997. – 688с.

3. Чанг Р. Физическая химия с приложениями к биологическим системам. –Москва, «Мир», 1980.