

МОДУЛЬ 1. ФІЗИЧНА ХІМІЯ

Змістовий модуль 1.

Основи хімічної термодинаміки

План лекції

1. Предмет фізичної і колоїдної хімії
2. Розділи фізичної та колоїдної хімії
3. Предмет хімічної термодинаміки
4. Перший закон термодинаміки
5. Термохімія

Предмет фізичної і колоїдної хімії

Фізична хімія вивчає взаємозв'язок хімічних і фізичних явищ

Колоїдна хімія вивчає властивості колоїдних систем

Розділи хімії

фізичної

- Будова речовини
- Хімічна термодинаміка
- Фазові рівноваги
- Розчини
- Електрохімія.
- Хімічна кінетика і каталіз
- Поверхневі явища

колоїдної

- Методи одержання і очистки дисперсних систем
- Молекулярно-кінетичні, оптичні, електричні, структурно-механічні властивості дисперсних систем
- Стійкість і коагуляція дисперсних систем
- Високомолекулярні речовини та їх розчини

Предмет хімічної термодинаміки

термодинаміка

фізична

розглядає
найбільш
загальні
закони
перетворення
енергії

технічна

перетворення
теплоти і
механічної
роботи в
теплових
машинах

хімічна

взаємні
перетворення
різних форм
енергії, які
супроводжують
хімічні та фізико-
хімічні процеси

ПЕРШИЙ ЗАКОН ТЕРМОДИНАМІКИ

Основні поняття

Термодинамічна система

тіло або сукупність тіл, відділених від навколишнього світу уявною або дійсно існуючою оболонкою

Система може бути

Гомогенна

Відкрита

Гетерогенна

Закрита

Ізольована



Стан термодинамічної системи

Властивості	Основні параметри стану (безпосередньо вимірюються)	Функції основних параметрів (не можливо виміряти)
<i>Інтенсивні</i> (не залежать від маси, вирівнюються при контакті систем)	t, P, ρ, μ, C	
<i>Екстенсивні</i> (залежать від маси)	$V, m,$ теплоємність	$\Delta U, \Delta H, \Delta S,$ $\Delta F, \Delta G$

Внутрішня енергія

Внутрішня енергія — це кінетична енергія всіх частинок системи (молекул, атомів, електронів тощо) та потенціальна енергія їх взаємодії, за винятком кінетичної і потенціальної енергії системи в цілому.

Внутрішня енергія — **екстенсивна** величина, тобто її значення залежить від кількості речовини в системі

[**U**] = Дж/моль *функція стану*

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

її зміна визначається заданими початковим та кінцевим станами системи і не залежить від шляху процесу

Теплоємність

питома - c

$$[c] = \text{Дж/кг} \cdot \text{К}$$

кіломольна
(молярна) - C_M

$$[C_M] = \text{Дж/кмоль} \cdot \text{К}$$

Зв'язок:

$$C_M = c \cdot M$$

Для процесів: Ізобарного ($P = \text{const}$)
Ізохорного ($V = \text{const}$)

C_p - ізобарна теплоємність

C_v - ізохорна теплоємність

Для 1 кмоль ідеального газу

$$C_p - C_v = R$$

Для рідин та твердих речовин

$$C_p = C_v$$

Розрізняють також :

А) *істинну* теплоємність C
(теплоємність речовини при
заданій температурі)

Б) *середню* теплоємність
(теплоємність в інтервалі температур)

$$C = \frac{\delta Q}{dT}$$

$$\bar{C} = \frac{Q}{T_2 - T_1}$$

Перший закон термодинаміки



М. Ломоносов
(1744 р.)



Г.І.Гесс
(1840 р.)



Д. Джоуль
(1840 р.)



Г. Гельмольц
(1847 р.)

1-й закон термодинаміки – це закон збереження енергії

Перший закон термодинаміки

Можна дати кілька еквівалентних формулювань першого закону термодинаміки:

- *Енергія не зникає без сліду і не виникає з нічого, а тільки переходить з одного виду в інший в еквівалентній кількості.*
- *В будь-якій ізольованій системі загальний запас енергії зберігається незмінним.*
- *Вічний двигун першого роду, тобто періодично діюча машина, що дає роботу, не витрачаючи енергії, **неможливий**.*

Перший закон термодинаміки

Аналітичний
вираз

$$Q = \Delta U + W \quad \text{інтегральна форма}$$

$$\delta Q = dU + p dV \quad \text{диференціальна форма}$$

*Застосування першого закону термодинаміки
до різних процесів*

Ізотермічний процес

$$T = \text{const} \quad \Delta T = 0$$

$$Q_T = W = nRT \ln \frac{V_2}{V_1} = nRT \ln \frac{P_1}{P_2}$$

Ізохорний процес

$$V = \text{const} \quad W = 0$$

$$Q_v = \Delta U$$

*внутрішня
енергія*

Ізобарний процес

$$p = \text{const} \quad W = p \Delta V$$

$$Q_p = \Delta H$$

ентальпія

Адiabатичний процес

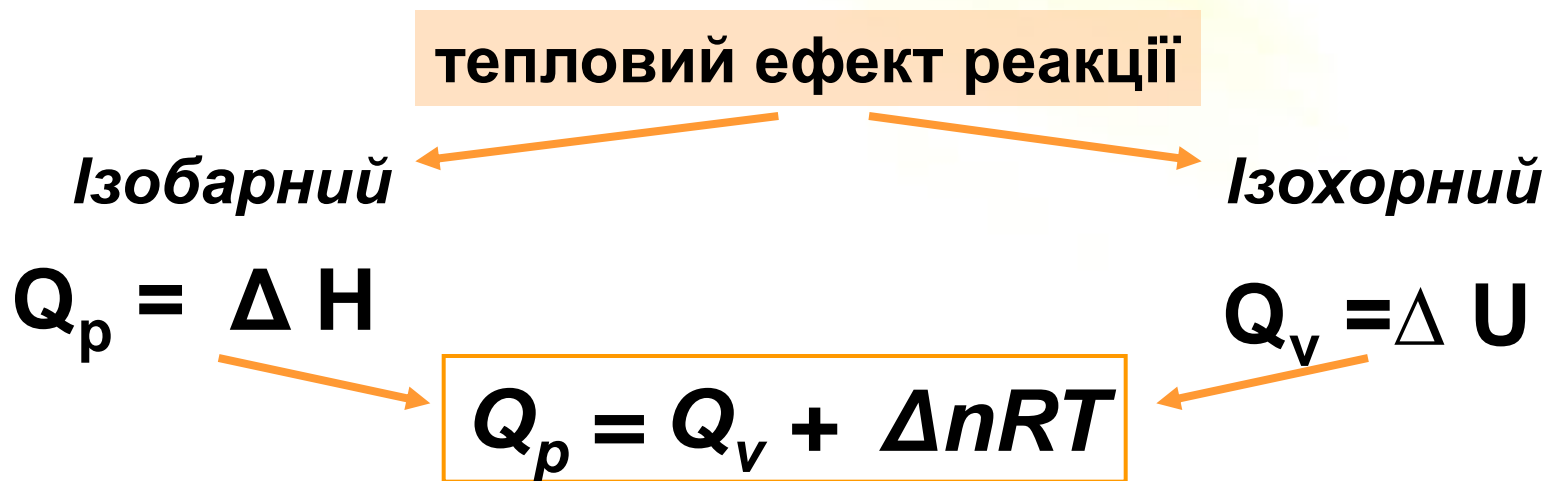
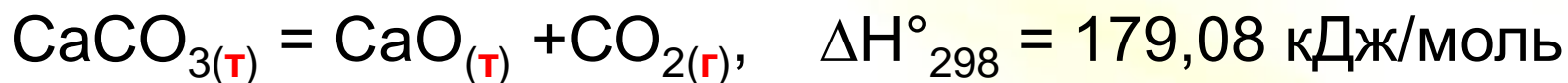
$$Q = 0$$

$$W = -\Delta U = nC_v(T_1 - T_2)$$

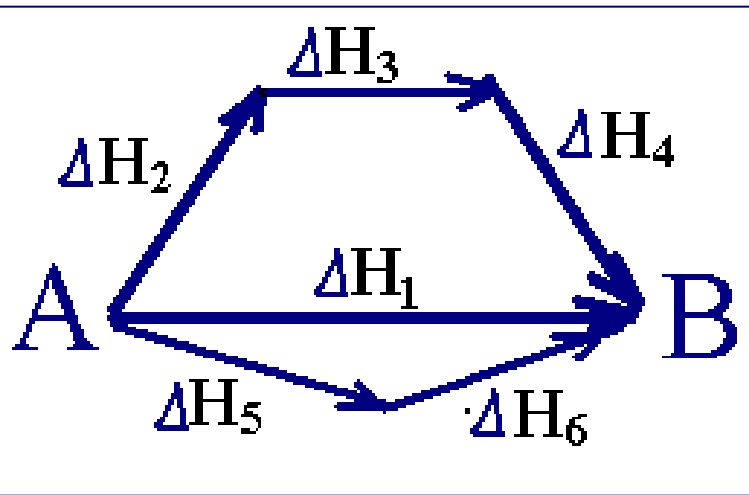
ТЕРМОХІМІЯ

Тип реакції	Знак теплового ефекту
ендотермічна	$\Delta H > 0$
екзотермічна	$\Delta H < 0$

Термохімічне рівняння

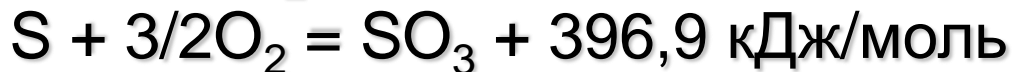
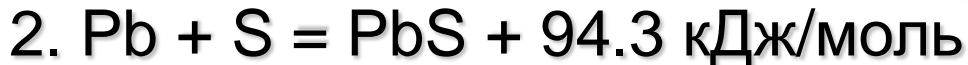


ЗАКОН ГЕССА



$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 = \\ = \Delta H_5 + \Delta H_6$$

Наприклад: PbSO_4 можна отримати різними шляхами:



919 кДж/моль

919 кДж/моль

ЗАКОН ГЕССА

НАСЛІДКИ ІЗ ЗАКОНУ ГЕССА

$$1. \quad \Delta H_{\text{х.р.}}^0 = \sum \nu \Delta H_f^0(\text{прод}) - \sum \nu \Delta H_f^0(\text{вих})$$

ΔH_f - Теплоута утворення

$$2. \quad \Delta H_{\text{х.р.}}^0 = \sum \nu \Delta H_c^0(\text{вих}) - \sum \nu \Delta H_c^0(\text{прод})$$

ΔH_c - Теплоута згоряння

$$3. \quad \Delta H_{\text{пр}} = - \Delta H_{\text{обор}}$$

ЗАЛЕЖНІСТЬ ТЕПЛОВОГО ЕФЕКТУ РЕАКЦІЇ ВІД ТЕМПЕРАТУРИ

Інтегроване рівняння Кірхгоффа:

$$\Delta H_{T_2} = \Delta H_{T_1} + \int_{T_1}^{T_2} \Delta C_p dT$$

дозволяє розрахувати тепловий ефект при будь-якій температурі

Дослідження термохімічних розрахунків для енергетичної характеристики біохімічних процесів

Для живого організму закон збереження енергії можна сформулювати так:

Кількість теплоти, що виділяється в організмі при засвоєнні їжі, витрачається на компенсацію втрати тепла у навколишнє середовище й на роботу, що виконує організм:

$$Q = q + A$$

Дослідження термохімічних розрахунків для енергетичної характеристики біохімічних процесів

Передбачається, що:

- тепловитрати організму – 7100 кДж/добу;
 - витрати енергії на механічну роботу – 3000 кДж/добу
-
- ≈ 10000 кДж/добу
- + витрати на фізичну роботу - до **25000** кДж/добу

Ця витрата енергії поповнюється за допомогою харчових продуктів

Дослідження термохімічних розрахунків для енергетичної характеристики біохімічних процесів

Їжа:

Жири – 39 кДж/г

Білки – 18 кДж/г

Вуглеводи – 22 кДж/г

Механізм термохімічних та біохімічних реакцій різний, але утворюються однакові кількості продуктів (CO_2 та H_2O)

На підставі закону Гесса: теплові ефекти згоряння вуглеводів, жирів й білків **однакові**.