

Національний технічний університет «Харківський політехнічний інститут»



Навчально-науковий інститут
Хімічних технологій та інженерії



Фізична хімія

Лекція 3

Харків 2025

ЗМІСТ

1. *Теплота утворення*
2. *Теплота згоряння*
3. *Висновки з закону Гесса*
4. *Теплоємність речовин*
5. *Закон Кірхгофа*
6. *Залежність теплоємності від температури.*
7. *Інтегральна форма закону Кірхгофа*

Теплота утворення

- Закон Гесса дозволяє обчислити теплові ефекти процесів, для яких відсутні експериментальні дані. Це стосується не тільки хімічних реакцій, **але й процесів розчинення, випарювання, сублімації, кристалізації** та ін. При термохімічних розрахунках особливо значущі два види теплових ефектів: **ентальпія утворення та ентальпія згоряння сполук.**

Стандартна ентальпія утворення сполук є тепловим ефектом реакції утворення одного моля даної сполуки із простих речовин за стандартних умов: $T=298\text{ K}$, $P=0,1013\text{ МПа}$ (1 атм).

- **Стандартна ентальпія утворення** простих речовин (H_2 , O_2 , Ca , C та ін.) **дорівнює нулю.**
- *Наприклад,* стандартна ентальпія утворення ΔH_f карбонату кальцію – це тепловий ефект реакції



За стандартними ентальпіями утворення можна обчислити теплові ефекти багатьох хімічних реакцій із використанням правила, яке впливає із закону Гесса.

Закон Гесса: Висновок 1

- Закон Гесса дозволяє визначити теплові ефекти реакцій без їх експериментального проведення. Це важливо для реакцій, що не проходять однозначно і до кінця, а також для реакцій за високих температур і тисків. В таких випадках користуються законом Гесса і його висновками (**B**):

B1 : Стандартний тепловий ефект хімічної реакції дорівнює різниці алгебраїчних сум стандартних теплот (ентальпій) утворення кінцевих речовин (продуктів) і стандартних теплот утворення початкових (вихідних) речовин із урахуванням коефіцієнтів, що подані перед позначенням речовин у рівнянні реакції

$$\Delta H_{298}^0 = \sum n_i \Delta H_{f,298,\text{кін.},i}^0 - \sum n_i \Delta H_{f,298,\text{поч.},i}^0$$

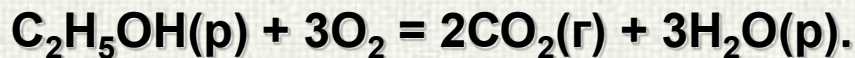
де – ΔH_{298}^0 : тепловий ефект реакції, $\sum n_i \Delta H_{f,298,\text{кін.},i}^0$ - сума теплот утворення продуктів, $\sum n_i \Delta H_{f,298,\text{поч.},i}^0$ - сума теплот утворення реактантів, - n_i - стехіометричні коефіцієнти рівняння хімічної реакції.

Теплота згоряння. Висновок 2

з закону Гесса

Теплові ефекти хімічних реакцій за участю органічних речовин доцільно визначити за величинами теплот (ентальпій) згоряння.

- **Ентальпією згоряння** називають тепловий ефект реакції окиснення 1 моля даної сполуки киснем за стандартних умов з утворенням вищих оксидів елементів, що входять до складу цієї сполуки. Наприклад, стандартна ентальпія згоряння ΔH_c етилового спирту – це тепловий ефект реакції



Продуктами згоряння є CO_2 , $\text{H}_2\text{O}(\text{r})$ або $\text{H}_2\text{O}(\text{p})$, SO_3 та ін. Ентальпії згоряння вищих оксидів та інших продуктів згоряння, а також кисню беруть за нуль. За допомогою ентальпій згоряння можна також розрахувати теплові ефекти хімічних реакцій, використовуючи таке правило (**B2**):

Теплота згоряння. Висновок 2 закону Гесса

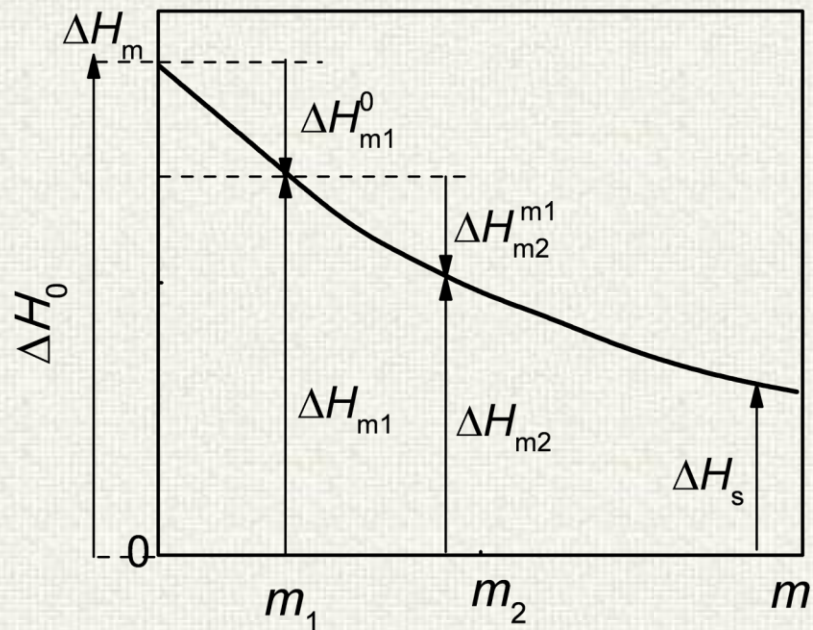


- **B2**: Тепловий ефект хімічної реакції дорівнює різниці сум ентальпій згоряння вихідних речовин і ентальпій згоряння продуктів реакції з урахуванням коефіцієнтів, що подані перед позначенням речовин у рівнянні реакції.

Теплові ефекти реакцій в розчинах

При термохімічних розрахунках реакцій в розчинах необхідно враховувати тепловий ефект (**TE**) розчинення хімічних сполук у даному розчиннику. Теплота розчинення залежить від концентрації сполуки – теплота, що поглинається або виділяється при розчиненні 1 моля речовини у такій кількості розчинника, щоб утворився розчин молярністю ***m*** називається **інтегральною теплотою**

розчинення (ΔH_0 – **TE** при розчиненні 1 моля в нескінченній кількості розчинника, ΔH_s – **TE** при утворенні насиченого розчину).



Залежність інтегральної теплоти розчинення від концентрації розчину

Стандартні ентальпії утворення сполук при 298 К

Сполука	$\Delta H_f/kJ \cdot mol^{-1}$	Сполука	$\Delta H_f/kJ \cdot mol^{-1}$	Сполука	$\Delta H_f/kJ \cdot mol^{-1}$
AgCl(s)	-127.068	CaO(s)	-635.09	KCl(s)	-436.747
AgN ₃ (s)	+620.6	CaCO ₃ (s)	-1206.92	KBr(s)	-393.798
Ag ₂ O(s)	-31.0	CuO(s)	-157.3	MgO(s)	-601.7
Al ₂ O ₃ (s)	-1675.7	Fe ₂ O ₃ (s)	-824.2	NH ₃ (g)	-46.11
Br ₂ (l)	0.0	HBr(g)	-36.4	NO(g)	+90.25
Br ₂ (g)	+30.907	HCl(g)	-92.307	NO ₂ (g)	+33.18
C(s), graphite	0.0	HI(g)	+26.48	N ₂ O ₄ (g)	+9.16
C(s), diamond	+1.895	H ₂ O(g)	-241.818	NF ₃ (g)	-124.7
CH ₄ (g)	-74.81	H ₂ O(l)	-285.8	NaBr(s)	-361.062
CO(g)	-110.525	H ₂ O ₂ (l)	-187.78	NaCl(s)	-411.153
CO ₂ (g)	-393.509	H ₂ S(g)	-20.63	O ₃ (g)	+142.7
C ₂ H ₂ (g)	+226.73	HgO(s)	-90.83	SO ₂ (g)	-296.83
C ₂ H ₄ (g)	+52.26	I ₂ (s)	0.0	SO ₃ (g)	-395.72
C ₂ H ₆ (g)	-84.68	I ₂ (g)	+62.438	ZnO(s)	-348.28
C ₆ H ₆ (l)	+49.03				

Теплоємність: класифікація

- **Теплоємність** – одна з найважливіших термодинамічних характеристик, що використовується при розрахунках теплоти процесів, теплових ефектів хімічних реакцій, теплових балансів металургійних процесів...

Теплоємністю називають величину, що показує, яку кількість теплоти треба надати одиниці маси речовини, щоб підвищити її температуру на один кельвін. Теплоємність позначається буквою C .

Теплоємність класифікують за **трьома ознаками**. **В залежності від маси речовини (мольна або питома), в залежності від процесу (ізобарна або ізохорна) і в залежності від температури (істинна або середня).**

Мольна (молярна) теплоємність (C) показує кількість теплоти, необхідної для нагрівання одного моль речовини на один кельвін, розмірність - Дж/(моль · К).

Питома теплоємність ($C_{\text{пит}}$) показує кількість теплоти, що потрібна для нагрівання одного кілограма речовини на один кельвін, Дж/(кг·К).

Співвідношення між мольною і питомою теплоємностями визначається рівнянням

$$C_{\text{пит.}} = \frac{C}{M}$$

де M – мольна маса речовини, кг/моль.

Теплоємність: вплив характеру процесу

- Теплоємність не є функцією стану системи, а визначається характером процесу. У прямому зв'язку з характером виробничих процесів найбільш корисною є **ізобарна теплоємність C_p** – тобто теплоємність при сталому тиску.
- Для теоретичних розрахунків користуються також **ізохорною теплоємністю (C_v)** – тобто теплоємністю при сталому об'ємі.

Для всіх речовин $C_p > C_v$, оскільки при $P = \text{const}$ частина теплоти витрачається на роботу проти сил зовнішнього тиску. Однак, для твердих і рідких речовин робота розширення мала і нею у практичних розрахунках нехтують. Виходячи з цього, а також враховуючи сенс понять мольної теплоємності і об'ємної роботи, можна одержати наступні співвідношення між ізобарною і ізохорною теплоємностями:

для газів $C_p = C_v + R$ (**формула Майєра**);

для твердих і рідких речовин $C_p \approx C_v$ (**рівняння Дебая**)

Співвідношення між C_p та C_v

- Зв'язок між ізобарною та ізохорною теплоємностями можна встановити наступним чином:

- $dH = dU + pdV$

$$C_p dT = C_v dT + pdV,$$

$$p_1 V_1 = RT_1, \quad p_2 V_2 = RT_2 \quad p(V_2 - V_1) = R(T_2 - T_1)$$

$$C_p dT = C_v dT + R dT.$$

$$C_p dT = (C_v + R) dT \rightarrow C_p = C_v + R$$

Істинна теплоємність

- Суттєвий вплив на теплоємність чинить температура. В залежності від температури, до якої відноситься теплоємність, розрізняють істинну і середню теплоємності.
- **Істинна молярна теплоємність (C)** – це теплоємність при певній температурі, яка дорівнює відношенню нескінченно малої кількості теплоти (δQ), яку необхідно підвести одиниці маси речовини, до нескінченно малої зміни температури системи (dT), що відбувається при цьому

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

Оскільки при сталому тиску $Q_p = \Delta H$, а при сталому об'ємі $Q_v = \Delta U$, то

$$C_p = \frac{\delta Q_p}{dT} = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_p \quad \text{та} \quad C_v = \frac{\delta Q_v}{dT} = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_v$$

- Отже, **істинна ізобарна теплоємність** – це часткова похідна ентальпії за температурою при сталому тиску; **істинна ізохорна теплоємність** – це часткова похідна внутрішньої енергії за температурою при сталому об'ємі. Внутрішня енергія залежить лише від температури, тому часткові похідні в рівняннях слід замінити на повні

$$C_p = \frac{dH}{dT} \quad C_v = \frac{dU}{dT}$$