

## План підготовки до практичних занять 6, 7 з теми:

«Теплові ефекти хімічних реакцій. Направленість перебігу хімічних процесів.

### Хімічна рівновага»

1. Опрацювати тему по конспекту лекцій (сайт – лекція 2 « Теоретичні основи біоенергетики), підручникам(сайт).

2.-Опрацювати приклади типових задач і вправ.

**Необхідно знати: поняття:** термодинаміка, термодинамічна система, класифікації термодинамічних систем, термодинамічний процес, термодинамічні параметри, термодинамічні функції (внутрішня енергія, ентальпія, ентропія, енергія Гіббса), термохімія, класифікація реакцій за тепловим ефектом (екзо- та ендотермічні реакції), термохімічне рівняння, ентальпія утворення речовини, стандартна ентальпія утворення речовини, теплота згоряння, біоенергетика, калорійність;

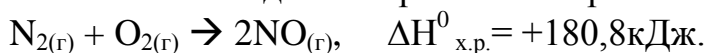
**закони:** перший, другий і третій закони термодинаміки, закон Гесса та його наслідки.

**Необхідно вміти:** пояснювати термодинамічні функції, термохімічні рівняння, користуватися табличними значення термодинамічних функцій для розрахунків, проводити розрахунки за законом Гесса: визначати ентальпію, ентропію, енергію Гіббса( двома способами) хімічної реакції, складати термохімічні рівняння утворення, оцінювати термодинамічну можливість перебігу реакції за значенням енергії Гіббса, за рівнянням хімічної реакції прогнозувати характер змінення ентропії, проводити розрахунки з використанням поняття калорійність харчових процесів.

### Приклади типових задач

**Приклад 1.** Визначити кількість теплоти, що поглинається при утворенні 11,2 л NO за стандартних умов, якщо тепловий ефект реакції  $\Delta H_{\text{х.р.}}^0 = +180,8 \text{ кДж}$ .

**Розв'язок.** Складаємо термохімічне рівняння реакції



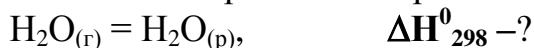
Обчислюємо кількість речовини NO:

$$\nu(\text{NO}) = V/V_M = 11,2 \text{ л} / 22,4 \text{ л/моль} = 0,5 \text{ моль}.$$

$$-\Delta H \cdot \nu = -180,0 \text{ кДж/моль} \cdot 0,5 \text{ моль} = -45,2 \text{ кДж}.$$

**Приклад.2.** Обчислити ентальпію конденсації водяної пари. Чи виділяється при цьому теплота?

**Розв'язок.** Термохімічне рівняння конденсації водяної пари має вигляд:



Скористаємося наслідком закону Гесса і довідниковими даними:

$$\Delta H_{298}^0 = \Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}_{(\text{р})}) - \Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}) = -241,8 - (-285,8) = +44 \text{ кДж}.$$

У результаті конденсації водяної пари ентальпія зростає ( $\Delta H_{298}^0 > 0$ ), тобто система поглинає теплоту, тому процес конденсації є ендотермічним.

**Прикла .3.** Скласти термохімічне рівняння реакції згоряння етанолу, якщо відомо, що при спалюванні 4,6г C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH виділяється 136,7 кДж теплоти.

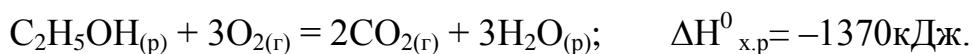
**Розв'язок.** Для складання термохімічного рівняння необхідно обчислити тепловий ефект реакції у розрахунку на 1 моль C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH. Знайдемо кількість речовини етанолу:

$$\nu(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = m/M = 4,6 / 46 = 0,1 \text{ моль}.$$

Відповідно до умови задачі кількість теплоти Q = 136,7 кДж, тоді тепловий ефект реакції

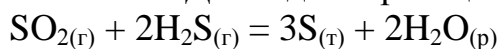
$$\Delta H = -Q / \nu = -137 / 0,1 = -1370 \text{ кДж/моль}.$$

Термохімічне рівняння реакції має вигляд:



**Приклад 4.** Обчислити тепловий ефект реакції між сульфур(IV) оксидом і сірководнем за даними ентальпій утворення речовин (кДж/моль):  $\Delta\text{H}^0_f(\text{SO}_2) = -296,9$ ;  $\Delta\text{H}^0_f(\text{H}_2\text{S}) = -20,15$ ;  $\Delta\text{H}^0_f(\text{H}_2\text{O})_{(p)} = -285,84$ . Чи належить ця реакція до екзотермічних?

**Розв'язок.** Для заданої реакції



тепловий ефект обчислюється за наслідком закону Гесса:

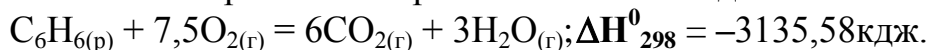
$$\Delta\text{H}^0_{298} = 3\Delta\text{H}^0_f(\text{S}) + 2\Delta\text{H}^0_f(\text{H}_2\text{O}) - \Delta\text{H}^0_f(\text{SO}_2) - 2\Delta\text{H}^0_f(\text{H}_2\text{S}) =$$

$$= 3 \cdot 0 + 2(-285,84) - (-296,9) - 2(-20,15) = -234,4 \text{ кДж.}$$

Оскільки в результаті реакції ентальпія системи зменшується ( $\Delta\text{H}^0_{298} < 0$ ), то відбувається виділення теплоти, отже, реакція екзотермічна.

**Приклад 5.** Тепловий ефект реакції згоряння 1 моль рідкого бензену з утворенням карбон діоксиду і водяної пари дорівнює  $-3135,58$  кДж. Написати термохімічне рівняння і обчислити ентальпію утворення  $\text{C}_6\text{H}_{6(p)}$ .

**Розв'язок.** Термохімічне рівняння має вигляд:



Згідно із законом Гесса тепловий ефект цієї реакції:

$$\Delta\text{H}^0_{298} = 6\Delta\text{H}^0_f(\text{CO}_2) + 3\Delta\text{H}^0_f(\text{H}_2\text{O}_{(r)}) - \Delta\text{H}^0_f(\text{C}_6\text{H}_{6(p)}) - 7,5\Delta\text{H}^0_f(\text{O}_2),$$

звідки ентальпія утворення рідкого бензену:

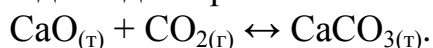
$$\Delta\text{H}^0_f(\text{C}_6\text{H}_{6(p)}) = 6\Delta\text{H}^0_f(\text{CO}_2) + 3\Delta\text{H}^0_f(\text{H}_2\text{O}_{(r)}) - 7,5\Delta\text{H}^0_f(\text{O}_2) - \Delta\text{H}^0_{298}.$$

Користуючись довідковими даними щодо ентальпій утворення відповідних речовин (табл.6.2), одержимо:

$$\Delta\text{H}^0_f(\text{C}_6\text{H}_{6(p)}) = 6(-393,51) + 3(-241,83) - 7,5 \cdot 0 - (-3135,58) = +49,03 \text{ кДж/моль.}$$

**Приклад 6.** Визначити інтервал температур, за яких реакція  $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$  перебігає у прямому напрямку, а за яких – у зворотному.

**Розв'язок.** На основі довідкових даних щодо ентальпій та ентропій утворення відповідних речовин обчислимо змінення ентропії і тепловий ефект реакції



Оскільки ентропія є функцією стану, її змінення внаслідок хімічної реакції дорівнює різниці ентропій утворення продуктів реакції та вихідних речовин:

$$\Delta\text{S}^0_{298} = \text{S}^0_{298}(\text{CaCO}_3) - \text{S}^0_{298}(\text{Ca}) - \text{S}^0_{298}(\text{CO}_2) = 92,88 - 39,7 - 213,68 = -160,5 \text{ Дж/моль К} =$$

$$-0,1605 \text{ кДж/моль К.}$$

Згідно із законом Гесса розрахуємо тепловий ефект:

$$\Delta\text{H}^0_{298} = \Delta\text{H}^0_f(\text{CaCO}_3) - \Delta\text{H}^0_f(\text{Ca}) - \Delta\text{H}^0_f(\text{CO}_2) = -1207,1 - (-635,5) - (-393,51) = -178,1 \text{ кДж/моль.}$$

Для заданої реакційної системи ( $\text{CaO}_{(r)} + \text{CO}_{2(g)} \leftrightarrow \text{CaCO}_{3(r)}$ ) пряма реакція – екзотермічна ( $\Delta\text{H}^0_{298} < 0$ ), вона супроводжується зменшенням ентропії ( $\Delta\text{S}^0_{298} < 0$ ). Спираючись на дані табл.6.4, можна зробити попередній висновок, що за низьких температур ( $T < T_{\text{рівн}}$ ) самочинно буде протікати саме пряма реакція, а за високих ( $T > T_{\text{рівн}}$ ) – зворотна. Однак точнішу відповідь одержимо на підставі розрахунків енергії Гіббса. За стандартних умов ( $T = 298 \text{ К}$ ) змінення енергії Гіббса залежить від співвідношення ентальпійного і ентропійного факторів:

$$\Delta\text{G}^0_{298} = \Delta\text{H} - T\Delta\text{S} = -178,1 - 298(-0,1605) = -130,3 \text{ кДж/моль К.}$$

Як показують розрахунки, внаслідок реакції енергія Гіббса зменшується ( $\Delta G^0_{298} < 0$ ), що доводить можливість самочинного перебігу реакції.

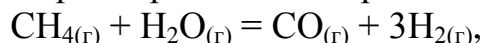
Для визначення рівноважної температури, при якій відбувається змінювання знака енергії Гіббса, скористаємося умовою  $T_{\text{рівн}} = \Delta H / \Delta S$ , і будемо вважати, що  $\Delta H^0_{298}$  і  $\Delta S^0_{298}$  мало змінюються при підвищенні температури. Тоді

$$T_{\text{рівн}} = \frac{-178,1}{-0,1605} = 1109,7\text{К.}$$

Отже, при температурах, нижче 1109,7К самочинно буде відбуватися пряма реакція, а вище 1109,7К – зворотна.

**Приклад 7.** На основі довідкових даних щодо значень ентропії відповідних речовин обчислити ентропію реакції конверсії метану.

**Розв'язок.** Ентропія реакції конверсії метану проходить згідно з рівнянням



Виходячи з співставлення коефіцієнтів можна якісно оцінити змінення ентропії: вона повинна зростати ( $\Delta S^0_{298} > 0$ ), 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:

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

Як видно із прикладу, ентропія системи в результаті реакції зростає,  $\Delta S > 0$ .

**Приклад 8.** У 100 г тріски міститься 11,6г білка. Калорійність 1г білка – 4,1 ккал  
Розрахувати калорійність тріски за вмістом білка.

**Розв'язок.**

1г білка – 4,1 ккал

11,6 г білка – X;                    X = 11,6 · 4,1 = 47,56 ккал.