

нів, багатоплановій роботі з дітьми в учбовий та позаучбовий час, системі контролю та самоконтролю в класі.

*Клименко А.П., Стадник Б.М., Шут А.М.
Київський державний університет технологій і дизайну*

ВИЗНАЧЕННЯ ЗМІНИ ЕНТРОПІЇ В ІЗОПРОЦЕСАХ ІДЕАЛЬНОГО ГАЗУ

Ентропія, як функція стану, що характеризує міру впорядкованості системи, є фундаментальним поняттям термодинаміки. Тому, вивчаючи молекулярну фізику, студенти мусять глибоко зрозуміти фізичний зміст ентропії. Оскільки однією з основ фізичної освіти є лабораторний практикум, доцільно мати в його арсеналі лабораторну роботу, в якій би визначалась зміна ентропії в різних термодинамічних процесах. Автори цієї статті розробили і пропонують таку лабораторну роботу, впровадження якої, до речі, не потребує великих матеріальних витрат, позаяк ґрунтується вона на методі Клемана-Дезорма [1,2].

Зміна ентропії ΔS ідеального газу при рівноважному переході зі стану з термодинамічними параметрами (p, V, T) в стан , який характеризується параметрами (p', V', T') визначається за відомою формулою:

$$\Delta S = (m/\mu) \times (C_v \ln(T'/T) + R \ln(V'/V)). \quad (1)$$

Або в змінних p і T :

$$\Delta S = (m/\mu) \times (C_p \ln(T'/T) - R \ln(p'/p)).$$

Якщо $T' = T + \Delta T$, $p' = p + \Delta p$, де ΔT і Δp - відповідно різниці температури і тиску між кінцевим і початковим станами ідеального газу, то

$$\Delta S = (m/\mu) \times (C_p \ln(1 + \Delta T/T) - R \ln(1 + \Delta p/p)). \quad (2)$$

Оскільки зазвичай $\Delta T \ll T$ і $\Delta p \ll p$, то функції $\ln(1 + \Delta T/T)$ і $\ln(1 + \Delta p/p)$ можна розкласти в ряд Тейлора і обмежитись лише першим доданком цього ряду:

$$\ln(1 + \Delta T/T) \approx \Delta T/T; \quad \ln(1 + \Delta p/p) \approx \Delta p/p.$$

В лабораторній роботі $\Delta T/T < 0,001$, $\Delta p/p < 0,001$ і, як показують розрахунки, додаткова похибка, пов'язана з обмеженням числа доданків ряду, не перевищує 0,1%.

Стан газу з параметрами p_2, V_2, T_1 назвемо другим станом. Як видно з рисунка, перший та другий стан газу знаходяться на одній ізотермі $T_1 = \text{const}$.

Якщо відкрити на короткий час вентиль, який з'єднує балон з атмосферою, то газ в балоні буде адіабатно розширюватись. Тиск в балоні зрівняється з атмосферним тиском p_1 , температура зменшиться до T_3 , а об'єм вибраної кількості газу стане рівним V_3 . Стан газу з параметрами p_1, V_3, T_3 назвемо третім станом. При закритому вентилі через певний час температура в балоні зрівняється з зовнішньою температурою T_1 , тиск газу підвищиться до p_3 . Цей стан з параметрами p_3, V_3, T_1 назвемо четвертим станом.

Оскільки для вимірювання зміни тиску газу в лабораторній роботі використовується водяний манометр, то і тиск газу в балоні зручно також виразити через метри водяного стовпа (1 м. вод. ст. = 9810 Па), бо це значно спрощує розрахунки. Отже:

$$p_1 = \rho p_{\text{Рж}} \qquad p_2 = \rho p (H + p_1) g \qquad p_3 = \rho p (H + p_2) g$$

де $p_1 \approx 10^5$ Па – атмосферний тиск, $H \approx 10,2$ м – відповідна йому висота водяного стовпа;

ρ – густина води в манометрі;

g – прискорення вільного падіння;

h_1 і h_2 – зміна тиску в балоні в метрах водяного стовпа, що вимірюється водяним манометром, а $\rho g h_1$ і $\rho g h_2$ – відповідні їм зміни тиску в паскалях.

1. ЗМІНА ЕНТРОПІЇ ПРИ ІЗОТЕРМІЧНОМУ СТИСНЕННІ.

Стан газу 1 і стан газу 2 належать одній ізотермі $T_1 = \text{const}$, і різниця ентропії ΔS_1 між цими станами є зміною ентропії при ізотермічному стисненні від стану 1 до стану 2. Застосуємо формулу (3) до цього процесу. Очевидно, що

$$p = p_1 = \rho g H; \qquad \Delta p = \rho g h_1; \qquad \Delta T = 0,$$

і тоді з формули (3) маємо:

$$\Delta S_1 = - (m/\mu) \cdot R \cdot (h_1/H).$$

Оскільки $(m/\mu) \cdot R \cdot (1/\rho g H) = V_1/T_1$, то

$$\Delta S_1 = - (V_1/T_1) \rho g h_1.$$

В лабораторній роботі студентам пропонується розрахувати зміну ентропії для кількості повітря, що займає об'єм 1 л при температурі рівній тем-

пературі в кімнаті. Тобто $V_1 = 1 \text{ л} = 10^{-3} \text{ м}^3$, m – маса цього об'єму повітря, μ – молярна маса повітря.

Оскільки $\Delta S_1 < 0$, то при ізотермічному стисненні ентропія зменшується.

2. ЗМІНА ЕНТРОПІЇ ПРИ АДІАБАТИЧНОМУ РОЗШИРЕННІ.

Перехід повітря маси m зі стану 2 в стан 3 відбувається досить швидко, і тому це розширення можна вважати адіабатичним. Для розрахунку зміни ентропії ΔS_2 в цьому процесі використаємо формулу (3). Очевидно, що

$$p = p_2 = \rho g(H + h_1); \Delta p = p_1 - p_2 = -\rho g h_1; T = T_1; \Delta T = T_3 - T_1 < 0.$$

Підставивши ці значення в (3), отримаємо:

$$\Delta S_2 = (m/\mu) \cdot (C_p \Delta T/T_1 + R h_1/(H + h_1)).$$

Врахуємо, що молярна теплоємність газу при постійному тиску $C_p = C_v + R = (i + 2) \cdot R/2$, де i – число ступенів вільності молекулярного газу. Число i для повітря можна розрахувати. Як відомо відношення молярних теплоємностей $\gamma = C_p / C_v = (i + 2) / i$. З іншого боку, метод Клемана–Дезорма дає для показника адіабати вираз $\gamma = h_1 / (h_1 - h_2)$. Прирівнюючи обидва значення γ , отримаємо для числа ступенів вільності молекул повітря:

$$i = 2(h_1 - h_2) / h_2 \quad (4)$$

і відповідно знаходимо $C_p = R h_1 / h_2$.

Таким чином остаточно для розрахунку зміни ентропії маємо:

$$\Delta S_2 = (m/\mu) \cdot K p_1 (1 + p_1) + \Delta E / p_2 T_1 \text{ де } K \text{ нагадає моб } \Delta E B 0 y$$

Адіабатний або ізоентропійний процес не змінює ентропії газу, тому в межах похибки експерименту розрахунок повинен привести до результату $\Delta S_2 = 0$.

3. ЗМІНА ЕНТРОПІЇ ПРИ ІЗОХОРИЧНОМУ НАГРІВАННІ.

Перехід зі стану 3 в стан 4 відбувається при сталому об'ємі V_3 . Температура повітря при цьому зростає від T_3 до T_1 . Для розрахунку зміни ентропії ΔS_3 в цьому процесі використаємо формулу (1). Як і раніше, розкладемо $\ln(T'/T) = \ln(1 + \Delta T/T)$ в ряд і візьмемо тільки перший доданок $\Delta T/T$. Тепер підставимо в отриманий вираз параметри станів:

$$T = T_3 = T_1 - \Delta T; V' = V = V_3.$$

$$\text{Маємо:} \quad \Delta S_3 = (m/\mu) \times (C_v \cdot \Delta T / T_1 - \Delta T).$$

Оскільки $\Delta T \ll T_1$ і враховуючи те, що зміни ентропії при процесах переходу зі стану 3 в стан 4 і зі стану 4 в стан 3 за абсолютними значеннями повинні бути рівні, і, окрім того, замінивши $C_v = R i / 2$, де число ступенів вільності i розрахуємо за (4), на $C_v = R \cdot (h_1 - h_2) / h_2$, можемо записати:

$$\Delta I_3 = (\nu/\mu) \times (K \cdot (p_1 - p_2) \cdot p_2) \cdot \Delta T \cdot T_1 = p_1 M_1 ((p_1 - p_2) \cdot p_2) \cdot \Delta T \cdot T_1^2 \nu$$

Процес ізохорного нагрівання газу супроводжується збільшенням його ентропії, тобто $\Delta S_3 > 0$.

Розрахунок зміни ентропії газу вимагає вимірювання зміни температури повітря, яка має порядок одного кельвіна. Ці вимірювання можна зробити за допомогою термопари, термометра опору та інших термочутливих датчиків. В роботі, яку виконують студенти нашого університету, використовується мідь-константанова термопара, з'єднана з відповідно проградуйованим дзеркальним гальванометром.

Література

1. Сивухи Д.В. Общий курс физики, Том 2. Термодинамика и молекулярная физика. – М.: Наука, 1975. – 78 с.
2. Загальна фізика. Лабораторний практикум / За ред. І.Т.Горбачука. - К., Вища школа, 1992. – 186 с.

*Мусієнко Ю.А., Горбачук І.Т.
Національний педагогічний університет
імені М.Драгоманова*

ПРИНЦИПИ СИМЕТРІЇ ТА ЇХ ЗВ'ЯЗОК З ЗАКОНАМИ ЗБЕРЕЖЕННЯ У ФІЗИЦІ

Фізика є однією з головних природничих наук і становить основу не тільки сучасного науково-технічного прогресу, а й сучасного наукового світогляду. Одним з важливих аспектів при вивченні фізичних законів, особливо законів збереження, є їх розгляд у поєднанні з законами симетрії.

Закони збереження у фізиці мають важливе теоретичне, евристичне і світоглядне значення. Ці закони належать до фундаментальних принципів фізики, вони є універсальними законами природи і справджуються в мега-,