

Лекція №1

ТЕРМОДИНАМІКА ТА МОЛЕКУЛЯРНА ФІЗИКА

Термодинаміка, або загальна теорія теплоти, – один з найважливіших розділів фізики. Термодинаміка як наука виникла з потреб практики, коли перед людиною постало завдання створення пристрою, що перетворює енергію палива, що спалюється в механічну роботу. У самому загальному сенсі слова термодинаміка є наука про енергію і її властивості, звідки випливає, що вона повинна мати відношення до всіх розділів фізики, бути застосовна до явищ молекулярних і до явищ, що відбуваються у Всесвіті, – взагалі до матерії, що існує, як відомо, у вигляді речовини та у вигляді поля. Модель ідеального газу ґрунтується на трьох припущеннях: - власний об'єм молекул газу настільки малий у порівнянні з об'ємом посудини, що ним можна знехтувати – сили взаємодії між молекулами відсутні; – зіткнення молекул один з одним і зі стінками посудини в процесі хаотичного теплового руху має пружний характер. Модель ідеального газу з успіхом застосовується для опису реальних газів за нормальних умов (н. у.): $P_0 = 101325 \text{ Па} = 760 \text{ мм.рт.ст.}$, $t_0 = 0^\circ \text{C} = T_0 = 273,15 \text{ К}$, а також при високих температурах і низьких тисках. При інших умовах від рівняння ідеального газу можна перейти до теорії реальних газів, вводячи в ці рівняння поправки, що враховують власний об'єм молекул і сили взаємодії між ними.

Основні поняття і визначення

Один моль будь-якої речовини містить число частинок рівне

$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$, де N_A - число Авогадро

Кількість речовини $\nu = \frac{N}{N_A}$, тоді $[\nu] = \text{моль}$.

Молярна маса – маса одного моля, $\mu = m_0 N_A = M_r \cdot 10^{-3} \text{ кг / моль}$, m_0 - маса однієї молекули, M_r - відносна молекулярна маса (знаходиться з таблиці Менделєєва).

Тоді кількість речовини можна знайти за формулою $\nu = \frac{m}{\mu}$, де m - маса газу.

Закони ідеального газу

1) **Закон Дж. Дальтона** (1766-1844): тиск суміші газів дорівнює сумі парціальних тисків газів, що входять в цю суміш: $P = \sum_i P_i$, де парціальний тиск, - який виробляв би газ, що входить до складу суміші, якби займав сам весь обсяг, займаний сумішшю.

2) **Закон А. Авогадро** (1776-1856): 1 моль будь-яких газів при однакових температурі і тиску займають однаковий об'єм.

При н. у. молярний об'єм $V_m = 22,41 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ (22,41 літра)

3) **Закон Бойля–Маріотта** (ізотермічний $m = \text{const}$, $T = \text{const}$)

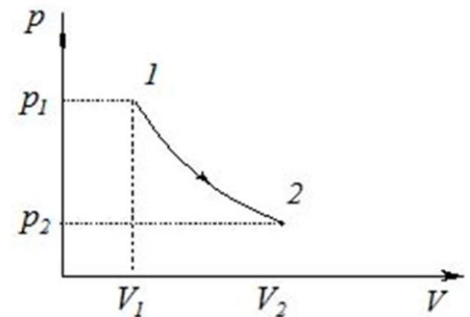
(англ. Р. Бойль (1627–1691), фр. Э. Маріотт (1620–1684))

$$pV = \text{const}.$$

Цей процес зображується на Vp -діаграмі лінією, що представляє собою гіперболу

$$p = \frac{\text{const}}{V}.$$

Вихідний стан газу характеризується тиском p_1 і об'ємом V_1 (поз 1), кінцеве – тиском p_2 і об'ємом V_2 (поз 2). Всі проміжні стану зображуються точками гіперболи, яка в цьому випадку називається **ізотермою**.



Мал. 1

4) **Закон Шарля** (ізохорний процес $m = \text{const}$, $V = \text{const}$)

З експерименту випливає, що в ізохорному процесі тиск газу прямо пропорційний температурі

$$P = P_0(1 + \alpha t^\circ),$$

де $\alpha = 1/273$.

Тоді

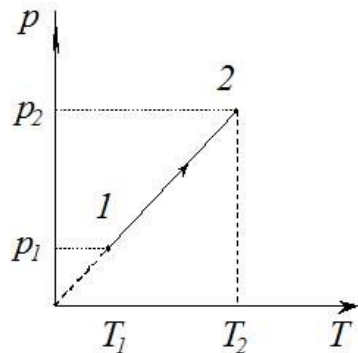
$$P = P_0(1 + \alpha t^\circ) = P_0 \frac{273 + t^\circ}{273} = P_0 \frac{T}{T_0},$$

де $T = 273 + t^\circ$ - абсолютна температура, виражена в Кельвінах.

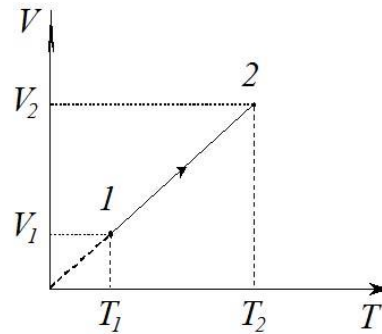
Остаточно

$$\frac{P}{T} = \text{const} \quad \text{або} \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

На Tp -діаграмі – це також пряма лінія, названа ізохорой (мал.2).



Мал. 2



Мал. 3

5) **Закон Ж.Л. Гей-Люссака** (ізобарний $m = Const, P = Const$) (мал. 3) (1778-1850) :,

$$V = V_0(1 + \alpha t^\circ)$$

де $\alpha = 1/273$ приймає теж значення, що і для ізохорного процесу.

Аналогічно ізохорному процесу маємо. $V = V_0(1 + \alpha t^\circ) = V_0 \frac{273 + t^\circ}{273} = V_0 \frac{T}{T_0}$

$$\text{Остаточно рівняння ізобарного процесу } \frac{V}{T} = const \text{ або } \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

На TV -діаграмі цей процес зображується прямою лінією, так званою *ізобарою* (мал. 3). Ця пряма повинна пройти через початок координат. Однак при зменшенні температури газ перетворюється в рідину, до якої рівняння ізобари не застосовується. Тому зазначена пряма обривається на шляху до початку координат.

б) Закон Клапейрона

Зміна стану ідеального газу в результаті двох ізопроцесів (спочатку ізотермічного $T_1 = T_1'$, а потім ізохорного $V_1' = V_2$)

$$\text{Відповідно записуємо } P_1 V_1 = P_1' V_1' \text{ і } \frac{P_1'}{T_1'} = \frac{P_2}{T_2}$$

Знаходимо з першого $P_1' = \frac{P_1 V_1}{V_1'} = \frac{P_1 V_1}{V_2}$ і підставляємо в наступне $\frac{P_1 V_1}{V_2} \frac{1}{T_1'} = \frac{P_2}{T_2}$ або

$$\frac{P_1 V_1}{V_2} \frac{1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \text{ що рівносильно}$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \text{ або } \frac{PV}{T} = const$$

7) Рівняння Клапейрона-Менделєєва

(Рівняння стану ідеального газу)

Менделєєв об'єднав рівняння Клапейрона з законом Авогадро. так як при даних тиску і температурі газу займають однаковий об'єм,

для одного моля газу можна записати для нормальних умов $\frac{P_0 V_m}{T_0} = R$.

Обчислимо цю константу $R = \frac{1,013 \cdot 10^5 \cdot 22,4 \cdot 10^{-3}}{273} = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$ вона називається

універсальна газова стала, яка не залежить від природи ідеального газу.

Щоб перейти до довільної маси газу, зауважимо, що обсяг, який займають ν молів газу в ν разів більше молярного об'єму V_m , т.е. $V = \nu V_m$,

Тоді для довільного об'єму газу $\frac{P_0 V / \nu}{T_0} = R$ або $\frac{P_0 V}{T_0} = \nu R$.

Так цей вираз справедливий для будь-якої температури, то маємо

$$PV = \nu RT.$$

Перепишемо його у вигляді $PV = \frac{N}{N_A} RT$ або $P = \frac{N}{V} \frac{R}{N_A} T$.

Відношення $n = \frac{N}{V}$ називається концентрацією, або кількістю молекул в одиниці об'єму. Очевидно $[n] = \text{м}^{-3}$.

Константа $k = \frac{R}{N_A} = \frac{8,31}{6,02 \cdot 10^{23}} = 1,38 \cdot 10^{-23} \frac{\text{Дж}}{\text{К}}$ називається постійної Больцмана.

Тоді, Рівняння Клапейрона-Менделєєва приймає вигляд

$$P = nkT$$