

Лекція: Основні закони ідеальних газів

1. Поняття про ідеальний газ

Ідеальний газ — це теоретична модель газу, молекули якого:

- не взаємодіють одна з одною (немає сил притягання або відштовхування);
- мають незначний власний об'єм порівняно з об'ємом посудини, в якій вони знаходяться;
- абсолютно пружно взаємодіють під час зіткнень.

Ідеальний газ є абстракцією, яка значно спрощує розрахунки, але реальні гази за помірних температур і тисків часто наближаються до його поведінки.

Приклад: Повітря при кімнатній температурі та атмосферному тиску можна вважати ідеальним газом.

2. Основні закони ідеальних газів

Основні закони ідеальних газів — це фундаментальні рівняння, які описують поведінку ідеальних газів за різних умов. Ці закони широко використовуються в теплотехніці для розрахунків теплових процесів, пов'язаних з газами.

1. Закон Бойля-Маріотта

Формулювання: За сталої температури $T = \text{const}$, добуток тиску p на об'єм V залишається сталим:

$$p \cdot V = \text{const}$$

- **Залежність:** Тиск обернено пропорційний об'єму ($p \sim 1/V$).
 - **Приклад:** Зменшення об'єму балона зі стисненням газом збільшує тиск усередині нього, якщо температура залишається незмінною.
-

2. Закон Гей-Люссака

Формулювання: За сталого об'єму $V = \text{const}$ тиск p прямо пропорційний абсолютній температурі T :

$$p/T = \text{const} \text{ або } p_1/T_1 = p_2/T_2$$

- **Залежність:** При нагріванні газу тиск зростає.
 - **Приклад:** Нагрівання повітря в автомобільній шині під час руху збільшує тиск у шині.
-

3. Закон Шарля

Формулювання: За сталого тиску $p = \text{const}$, об'єм V прямо пропорційний абсолютній температурі T :

$$V/T = \text{const} \text{ або } V_1/T_1 = V_2/T_2$$

- **Залежність:** При нагріванні газ розширюється.
 - **Приклад:** Повітряна кулька збільшується в розмірах, коли її нагрівають.
-

4. Закон Авогадро

Формулювання: У рівних об'ємах різних газів за однакових температури та тиску міститься однакова кількість молекул:

$$V \propto n, \text{ де } n \text{ — кількість молекул або молів.}$$

Приклад: Один моль будь-якого газу за нормальних умов (температура $T=273.15 \text{ K}$, тиск $p=101.325 \text{ кПа}$) займає об'єм $V=22.4 \text{ л}$.

Рівняння стану ідеального газу

Загальний зв'язок між тиском, об'ємом, температурою та кількістю газу описує рівняння стану:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

- p — тиск (Па);
- V — об'єм (м^3);
- n — кількість речовини (моль);
- R — універсальна газова стала ($R=8.314 \text{ Дж/моль}$);
- T — абсолютна температура (К).

Приклад: Обчислити об'єм V 2 моль ідеального газу за $T=300\text{K}$ і $p=100 \text{ кПа}$.

$$V = nRT/p = 2 \cdot 8.314 \cdot 300 / 100 \cdot 10(3) = 0.0499 \text{ м}^3$$

Застосування в теплотехніці

1. **Турбіни:** Розрахунок процесів розширення та стискання газу.
2. **Двигуни внутрішнього згоряння:** Аналіз фаз стиснення, розширення, нагріву.
3. **Холодильні установки:** Опис циклів змін тиску, температури та об'єму холодоагентів.

Ці закони допомагають моделювати реальні гази та передбачати поведінку робочих тіл у теплових машинах.

3. Поняття про реальні гази і пару

Реальні гази відрізняються від ідеальних тим, що:

- між молекулами існують сили взаємодії;
- молекули мають власний об'єм.

При високих тисках і низьких температурах реальні гази конденсуються, утворюючи пару. Наприклад, пара води використовується як робоче тіло в парових турбінах.

Висновок

Основні закони ідеальних газів дозволяють описати поведінку газів у теплотехнічних процесах. Реальні гази та пара використовуються як робочі тіла в інженерії. Використання рівняння стану дає змогу виконувати точні розрахунки в різних практичних задачах.

Коротко законспектуйте.