**1.1.1 Поняття термодинаміки**

**Термодина́міка** (від грецьких слів θέρμη — «тепло», δύναμις — «сила») - розділ фізики, що вивчає співвідношення та перетворення теплоти та інших форм енергії. *Термодинаміка* - це феноменологічна наука, яка спирається на узагальнення дослідних фактів. Вона вивчає макроскопічні системи, що складаються з величезного числа частинок - *термодинамічні системи*. Процеси, що відбуваються в таких системах, описуються макроскопічними величинами, такими як тиск або температура, які не можуть бути застосовні до окремих молекул і атомів [2].

Сучасна термодинаміка є теорією, що розвивається на основі декількох постулатів. Однак обґрунтування цих постулатів і їх зв'язок з властивостями і законами взаємодії частинок, з яких побудовані термодинамічні системи, дається статистичною фізикою. Статистична фізика дозволяє з'ясувати також і межі застосування термодинаміки.

Закони термодинаміки носять загальний характер і не залежать від конкретних деталей будови речовини на атомарному рівні. Тому термодинаміка успішно застосовується в широкому колі питань науки і техніки. Наприклад: енергетика, двигуни, фазові переходи, хімічні реакції, явища переносу і навіть чорні діри. Термодинаміка має велике значення для самих різних областей фізики і хімії, хімічної технології, аерокосмічної техніки, машинобудування, клітинної біології, біомедичної інженерії, матеріалознавства і знаходить своє застосування навіть в таких областях, як економіка.

Термодинаміка вивчає системи, що складаються з дуже великого числа частинок. Опис таких систем методами класичної механіки не тільки не представляється можливим, але і фактично позбавлений сенсу. Особливості термодинамічного опису виникають внаслідок того, що поведінка великих ансамблів частинок підпорядковується статистичним закономірностям. Вона може бути зведена до аналізу детермінованої еволюції динамічних систем. Проте історично термодинаміка розвивалася без опори на виводи статистичної теорії, і основні положення термодинаміки можуть бути сформульовані на основі обмеженого числа постулатів, які є узагальненнями дослідних фактів. Число цих постулатів варіюється в різних авторів відповідно до того, як будується аксіоматика термодинаміки, але традиційно вважається, що можна виділити чотири основні закони (принципи) термодинаміки [2].

**1.1.2 Параметри стану**

Фізичний стан тіла цілком визначається декількома величинами, які називаються параметрами стану. Ними можуть бути температура, густина, тепловміст, ентропія та ін.

Стан однорідного тіла може бути визначено трьома параметрами, за яких беруть питомий об'єм, тиск і температуру. Їх називають основними.

*Температура* - зовнішня характеристика середньої кінетичної енергії часток газу, характеризує ступінь нагріву тіла. Співвідношення між абсолютною температурою, що вимірюється у Кельвінах, *Т* і температурою за шкалою Цельсію: *t = T* – 273.

*Тиск*, *p* - фізична величина, що чисельно дорівнює силі *F*, що діє на одиницю площі поверхні *S* перпендикулярно цієї поверхні. *Тиск* - зовнішня характеристика зіткнень молекул зі стінками, наприклад, судини. У системі СІ тиск вимірюється у Паскалях (Па).

*Питомий об’єм* - об’єм, займаний одиницею маси речовини, м3/кг. Співвідношення між питомим об’ємом *v* і густиною *ρ*: *v = 1/ρ.*

Якщо в термодинамічній системі змінюється хоча б один з параметрів будь-якого тіла, що входить в систему, то в системі відбувається ***термодинамічний процес*** [2].

**1.1.3 Теплота і робота**

Тіла, що беруть участь в процесі, обмінюються між собою енергією. Енергія одних тіл збільшується, інших - зменшується. Передача енергії від одного тіла до іншого відбувається 2-ма способами:

• ***Перший спосіб*** ***передачі енергії*** при безпосередньому контакті тіл, що мають різну температуру, шляхом обміну кінетичної енергії між молекулами тіл (або променистим перенесенням за допомогою електромагнітних хвиль). Енергія передається від більш нагрітого тіла до менш нагрітого. Енергія кінетичного руху молекул називається тепловою, тому такий спосіб передачі енергії називається передачоюенергії у формі теплоти. Кількість енергії, отриманої тілом у формі теплоти називається ***підведеною теплотою***, а кількість енергії, щовіддана тілом у формі теплоти - ***відведеною теплотою***. Звичайне позначення теплоти - *Q*, розмірність - *Дж*. У практичних розрахунках важливого значення набуває відношення теплоти до маси - ***питома теплота***, що позначається *q*, її розмірність *Дж/кг*. Підведена теплота - позитивна, відведена - негативна [3].

• ***Другий спосіб передачі енергії*** пов'язаний з наявністю силових полів або зовнішнього тиску. Для передачі енергії цим способом тіло повинне або пересуватися в силовому полі, або змінювати свій об'єм під дією зовнішнього тиску. Цей спосіб називається передачею енергії у формі роботи. Якщо в якості прикладу тіла розглядати газ в посудині з поршнем то у випадку прикладення зовнішньої сили до поршня відбувається стиснення газу - робота здійснюється над тілом, а в разі розширення газу в посудині роботу, переміщення поршня, здійснює саме тіло (газ). Кількість енергії, отримане тілом у формі роботи називається *здійсненою над тілом роботою*, а віддане - *витраченою тілом роботою*. Кількість енергії у формі роботи зазвичай позначається *L* розмірність - *Дж*. *Питома робота* - відношення роботи до маси тіла позначається *l,* розмірність - *Дж/кг* [3].

***Робоче тіло*** - певна кількість речовини, яка бере участь в термодинамічному процесі і виконує корисну роботу [2].

**1.1.4 Закони ідеальних газів**

***Ідеальний газ*** - це газ, в якому розміри молекул мізерно малі в порівнянні з середніми відстанями між ними. Молекули такого газу можна вважати матеріальними точками. Рух молекул відбувається без зіткнень з іншими молекулами; силами тяжіння і відштовхування між молекулами можна знехтувати. Зіткнення молекул зі стінками посудини є абсолютно пружними.

Багато газів, що знаходяться в стані, далекому від критичного з великою точністю, можна вважати ідеальними. Це, за нормальних умов - кисень, азот, повітря, водень, неон та ін.

Всі гази наближаються до ідеальних при низькому тиску. Саме таким чином вводиться в даний час основна температурна шкала; вона називається температурною шкалою ідеального газу.

Поняття ідеального газу дозволяє спростити багато залежностей.

***Закон Бойля-Маріотта.*** Відкритий в 1662 році англійцем Бойлем і незалежно французом Маріоттом в 1676. Встановлює залежність між питомим об'ємом газу і його тиском в процесі при постійній температурі [2].

При постійній температурі газу добуток тиску газу на його питомий об’єм є постійним.

*P1 v 1 = P2 v 2 = const,* (1.1)

де *P1 , v1* – початкові параметри газу: відповідно тиск газу (Па) та його питомий об’єм (м3/кг);

 *P2 , v2* – кінцеві параметри газу: відповідно тиск газу (Па) та його питомий об’єм (м3/кг);

Або: при постійній температурі об'єм, займаний газом, змінюється обернено пропорційно його тиску.

*v1/ v2= P2/ P1* (1.2)

Або: густина ідеального газу прямо пропорційна його тиску (при постійній температурі).

*ρ1/ ρ2 = P1 / P2* (1.3)

де *ρ1, ρ2* – відповідно початкова та кінцева густина ідеального газу, кг/м3.

Цей процес називається ***ізотермічним***. Криві (рис. 1.1), що відповідають точкам з однаковою температурою називаються *ізотермами*.

 *p*

  Об’єм газу, 10-3 м3

Тиск газу, 106 Па

 *v*

Рисунок 1.1 – Залежність тиску ідеального газу від об’єму

***Закон Гей-Люссака*** - встановлює залежність питомого об'єму газу від абсолютної температури при постійному тиску, названий на честь французького фізика і хіміка Жозефа Луї Гей-Люссака, що вперше опублікував його в 1802 році [2]. При постійному тиску питомий об'єм газу змінюється прямо пропорційно абсолютній температурі.

*v 1/ v 2 = Т1/Т2* ; (1.4)

*ρ1/ ρ2= Т2/Т1*, (1.5)

де *Т1, Т2* – абсолютна температура газу відповідно на початок та кінец процесу, К.

Цей процес називається ***ізобарним***. Криві, що відповідають точкам з однаковим тиском називаються *ізобарами* (рис. 1.2).

***Закон Шарля*** описує співвідношення тиску і температури для ідеального газу. Експериментальним шляхом залежність тиску газу від температури при постійному об'ємі встановлена в 1787 році Шарлем [2].

 *v*



 *T*

*T v*

 *p*

 *p*

Рисунок 1.2 – Графіки ізобарного процесу у різних координатах

Тиск газу фіксованого об’єму прямо пропорційний абсолютній температурі.

$\frac{P\_{1}}{T\_{1}}=\frac{P\_{2}}{T\_{2}}$; (1.6)

$ P\_{1}T\_{2}=P\_{2}T\_{1}$. (1.7)

Цей процес називається ***ізохорним***. Криві, що відповідають точкам з однаковим питомим об’ємом називаються *ізохорами* (рис. 1.3).

***Рівняння стану***. *Рівняння стану ідеального газу* - формула, що встановлює залежність між тиском, питомим об'ємом і абсолютною температурою ідеального газу. Рівняння має вигляд:

*P v = RT*, (1.8)

де *P -* [тиск](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%94%D0%B0%D0%B2%D0%BB%D0%B5%D0%BD%D0%B8%D0%B5) ідеального газу, Па;

*v* - питомий об’єм газу, м3/кг;

*Т* - [абсолютна температура](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%90%D0%B1%D1%81%D0%BE%D0%BB%D1%8E%D1%82%D0%BD%D0%B0%D1%8F_%D1%82%D0%B5%D0%BC%D0%BF%D0%B5%D1%80%D0%B0%D1%82%D1%83%D1%80%D0%B0) газу, К;

*R* – газова стала, Дж/кг·К. Це робота 1 кг газу в ізобарному процесі при нагріві на 1К. Газова стала для кожного газу своя [2].

Для повного об’єму газу:

*P v = mRT*, (1.9)

де *m* – маса газу, кг.

*p*

 *T*

 *p*

 *v*

*v*

*T*

Рисунок 1.3 – Графіки ізохорного процесу у різних координатах

***Універсальне рівняння стану ідеального газу*** (іноді називається рівнянням Клапейрона або рівнянням Менделєєва - Клапейрона) - формула, що встановлює залежність між тиском, молярним об'ємом і абсолютною температурою ідеального газу [2]. Рівняння має вигляд:

*PVm = RμT*, (1.10)

де *Vm* - [молярний об’єм](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9C%D0%BE%D0%BB%D1%8F%D1%80%D0%BD%D1%8B%D0%B9_%D0%BE%D0%B1%D1%8A%D1%91%D0%BC), м3/моль;

*Rμ* – [універсальна газова стала](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A3%D0%BD%D0%B8%D0%B2%D0%B5%D1%80%D1%81%D0%B0%D0%BB%D1%8C%D0%BD%D0%B0%D1%8F_%D0%B3%D0%B0%D0%B7%D0%BE%D0%B2%D0%B0%D1%8F_%D0%BF%D0%BE%D1%81%D1%82%D0%BE%D1%8F%D0%BD%D0%BD%D0%B0%D1%8F) - робота 1 киломолю будь-якого газу в ізобарному процесі при нагріві на 1К. *Rμ*= 8314 Дж/кмоль·К [2].

Зв'язок між універсальною газовою сталою *Rμ* та газовою сталою будь-якого газу *R*:

*Rμ = μR*, (1.11)

де *μ* – молярна маса газу, кг/кмоль (г/моль).

***Суміш ідеальних газів*** підкоряється закону Дальтона [2]: тиск суміші газів дорівнює сумі парціальних тисків газів, що складають суміш:

*Р* = ****, (1.12)

де *Р* - тиск суміші газів, Па;

**** - парціальні тиски газів, що складають суміш, Па.

***Парціальний тиск*** - тиск, який мав би кожен газ, якби знаходився один в такій же кількості, в тому ж об’ємі і при тій же температурі, що задана суміш.

Суміш газів може бути задана об'ємними *rі* чи масовими *gі* частками. Мають місце такі залежності:

*gi = mi /m*; (1.13)

*ri =Vi /V;* (1.14)

*gi = (ρi / ρ) ri = (μi / μ) ri*, (1.15)

де *gi* *–* масова частка газу, %;

*mi*  - маса кожного газу, який складає суміш, кг;

*m* – маса всієї суміші газів, кг;

*ri* - об'ємна частка газу, %;

*Vi*  - об’єм кожного газу, який складає суміш, м3;

*V* – об’єм всієї суміші газів, м3;

*ρi* - густина кожного газу, який складає суміш, кг/м3;

*ρ* - густина всієї суміші газів, кг/м3;

*μi* – молярна маса кожного газу, який складає суміш, г/моль (кг/кмоль);

*μ* – молярна маса суміші газів, г/моль (кг/кмоль);.

Густина суміші газів, кг/м3:

*ρ* = ,$\sum\_{}^{}ρ\_{i }r\_{i}$ (1.16)

*ρ* = . (1.17)

Середня молярна маса суміші, г/моль (кг/кмоль);:

*μ = Σri μi = 1/(Σgi /μi).*  (1.18)

Газова стала суміші, Дж/кг К :

*R= Rμ/μ* . (1.19)

Парціальний тиск газу, який є часткою газової суміші, Па:

*рi = ri P.* (1.20)