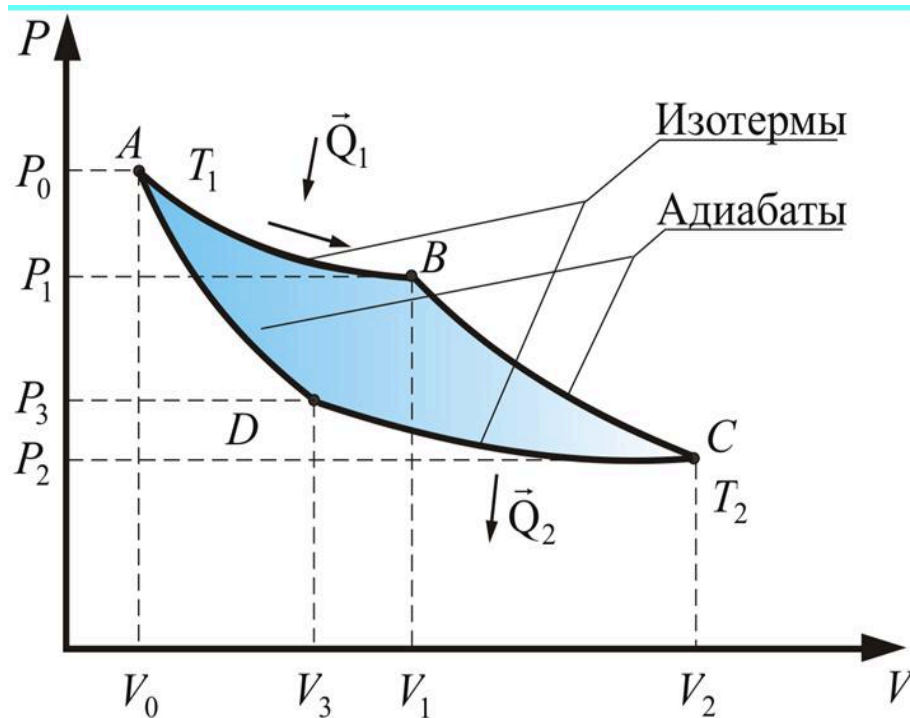


Міністерство освіти і науки України
Мирогощанський аграрний коледж



Методичні
рекомендації
з дисципліни
«Основи теплотехніки і гідравліки»

Тема: Основні поняття і визначення в технічній термодинаміці.

Тема: Основні поняття і визначення в технічній термодинаміці.

План лекції:

1. Предмет технічної термодинаміки, її завдання та основні визначення.
2. Робоче тіло і його основні параметри.
3. Поняття про ідеальний газ. Рівняння стану ідеального газу.
4. Термодинамічна система і термодинамічний процес.
5. Рівноважний та нерівноважний стани.

Мета: вивчити основні поняття і визначення в технічній термодинаміці.

Матеріальне забезпечення методичні рекомендації до вивчення даної теми, плакати, підручник.

Використана література:

1. Черняк О.В., Рибчинська Г.Б. **Основи теплотехніки і гідравліки.** - Київ: Вища школа, 1982р.ст 77-84.
2. Драганов Б.Х., Бессараб О.С. **Теплотехніка.** - Київ: Фірма «ІНОКС», 2005с ст. 4-7.
3. Дідур В.А., Стручаєв М.І. **Теплотехніка, теплопостачання і використання теплоти в сільському господарстві.** - К.:Аграрна освіта, 2008.ст7-19.
4. Драганов Б.Х., Міщенко А.В., Борхаленко Ю.О., **Основи теплотехніки і гідравліки:** Навчальний посібник /За ред. Б.Х. Драганова. - Київ.: Аграрна освіта , 2010. – 495 с.

Предмет технічної термодинаміки, її завдання та основні визначення

Термодинаміка — наука про закони теплового руху (термо) і його перетворення (динаміка) в інші види руху, що відбуваються в макроскопічних рівноважних системах і при переході систем до стану рівноваги.

Відмінна особливість термодинаміки полягає в тому, що вона дозволяє розглянути всі різноманітні види енергії, які можуть проявлятися при взаємодії тіл та фізичних полів, а також всі перетворення різних видів енергії в макроскопічних системах.

Розрізняють технічну і хімічну термодинаміку, термодинаміку біологічних систем і т.д. Технічна термодинаміка вивчає закономірності взаємного перетворення теплоти і роботи, а також властивості тіл, що беруть участь у цих перетвореннях, та теплові процеси, що протікають у різних апаратах і установках, теплових і холодильних машинах.

Термодинаміка виникла з потреб теплотехніки. Застосування в XIX столітті теплових двигунів висунуло перед наукою задачу теоретичного вивчення роботи теплових машин і визначення шляхів підвищення їх коефіцієнта корисної дії. Пізніше задачі термодинаміки стали ширшими й область її вивчення поширилася

па різні галузі технічних, біологічних, інформаційних і інших систем. На основі технічної термодинаміки виконуються розрахунки і проектування теплових двигунів, компресорних машин, холодильних установок, течії у повітро- і паропроводах, повітрообміну приміщень, кондиціонування повітря, сушіння і збереження сільськогосподарських продуктів і т.д.

Термодинаміка дозволяє проводити аналіз всіх етапів реального перетворення енергії тіл та полів в корисну дію. Базуючись на положеннях рівноважної термодинаміки, можна охарактеризувати особливості можливих станів рівноваги і загальний енергетичний ефект рівноваги. Термодинаміка необоротних процесів дозволяє оцінити дисипацію енергії в реальних процесах і, як наслідок, коефіцієнт використання енергії.

Тепловий рух обумовлений рухом і взаємодією між собою великого числа мікрочасток. Відомі два методи вивчення теплової форми руху матерії. Метод статистичної фізики ґрунтується на молекулярній моделі фізичних систем і використовує можливості математичної теорії ймовірності. Термодинамічний метод, названий феноменологічним, установлює зв'язок між макроскопічними параметрами, що визначають зміни стану системи, і не вимагає звертання до молекулярної структури речовини. Такий підхід дуже зручний і цілком достатній для розв'язання більшості практично важливих задач.

Термодинаміка ґрунтується на двох законах (початках), отриманих дослідним шляхом.

Перший закон термодинаміки встановлює кількісне співвідношення закону збереження і перетворення енергії стосовно до термодинамічних систем. Другий закон термодинаміки вказує на якісну відмінність форми передачі енергії у вигляді теплоти і зв'язаний із принципом зміни ентропії в оборотних і необоротних процесах.

ТЕРМОДИНАМІЧНА СИСТЕМА

Термодинамічною системою називають сукупність матеріальних тіл, що знаходяться в тепловій і механічній взаємодії одне з іншим і з оточуючими цю систему зовнішніми тілами (останні утворюють навколишнє середовище). Тобто, термодинамічними системами прийнято називати макроскопічні системи, що знаходяться в термодинамічній рівновазі.

Систему, що не обмінюється з навколишнім середовищем ні енергією, ні речовиною, називають ізольованою (закритою). Якщо система не обмінюється з зовнішнім середовищем теплотою, її називають теплоізольованою, або адіабатною. Відкриті системи характерні тим, що між ними і оточуючим середовищем відбувається обмін речовиною (масообмінна взаємодія).

Термодинамічна система містить у собі робочі тіла (гази, повітря, пари) і джерела теплоти.

Гази, у яких ми можемо нехтувати впливом сил взаємодії між молекулами й об'ємом самих молекул, називають ідеальними.

ТЕРМІЧНІ ПАРАМЕТРИ СТАНУ ТЕРМОДИНАМІЧНОЇ СИСТЕМИ

Макроскопічні величини, тобто величини, що визначають стан термодинамічної системи (ТС) в даний момент, називають параметрами стану. Розрізняють термічні і калоричні параметри стану ТС. До перших відносять абсолютний тиск p , питомий об'єм V і абсолютну температуру T ; до других — внутрішню енергію U , ентальпію H і ентропію S .

Параметри, що не залежать від маси робочого тіла, або числа мікро часток у системі, називаються інтенсивними (наприклад, тиск, температура); параметри, значення яких пропорційне масі робочого тіла або числу мікрочасток у системі, називаються адитивними, або екстенсивними (енергія, ентропія, ентальпія).

Стан ізольованої термодинамічної системи, що характеризується сталістю термодинамічних параметрів стану в часі і по всьому об'єму системи, називається рівноважним. У рівноважному стані системи відсутні потоки енергії і речовини. Всяка ізольована система згодом приходить у стан рівноваги і самочинно з нього вийти не може. В ізольованих ТС рівноважний стан визначається зовнішніми умовами (значеннями тиску і зовнішньою стосовно системи температурою оточуючого середовища). Якщо між різними частинами об'єму системи є різниці температури, тиску і тлі., то вона нерівноважна.

Абсолютний тиск — результат ударів об стінку мікрочасток робочого тіла, що хаотично рухаються. Відповідно до молекулярно-кінетичної теорії тиск газу визначається рівнянням:

$$p = \frac{2}{3} n \frac{m \overline{w^2}}{2},$$

де n — число молекул в одиниці об'єму;

m — маса молекули;

$\overline{w^2}$ — середня квадратична швидкість поступального руху молекул.

Чисельно абсолютний тиск дорівнює силі, що діє на одиницю площі поверхні тіла в напрямку внутрішньої нормалі до неї. У системні одиниць СІ тиск вимірюють у паскалях. Один паскаль $1 \text{ Па} = 1 \text{ Н/м}^2$. Отже, 1 Па дорівнює тискові, зумовленому силою 1 Н , рівномірно розподіленою в напрямку нормалі по поверхні площею 1 м^2 . У практичних розрахунках частіше використовують $1 \text{ кПа} = 10^3 \text{ Па}$ і $1 \text{ МПа} = 10^6 \text{ Па}$. Серед інших одиниць вимірювання тиску слід зазначити насамперед такі: $1 \text{ кгс/см}^2 = 1 \text{ ат}$; $1 \text{ ат} = 98100 \text{ Па}$; $1 \text{ Па} = 0,102 \cdot 10^{-4} \text{ кгс/см}^2$; $1 \text{ бар} = 10^5 \text{ Па}$.

Тиск поділяють на абсолютний p , атмосферний p_a , надлишковий p_n і вакууметричний p_v .

Прилади для виміру тиску — манометри, барометри, вакуумметри.

Якщо абсолютний тиск $p > p_a$, то надлишковий тиск дорівнює різниці між абсолютним тиском вимірюваного середовища й атмосферним тиском, тобто $p_n = p - p_a$. Якщо $p < p_a$, то розріджений тиск дорівнює $p_v = p_a - p$. У цьому випадку прилад (вакуумметр) показує значення розрідження (вакууму).

Абсолютна термодинамічна температура T у відповідності з молекулярно-кінетичною теорією газів пропорційна кінетичній енергії поступального руху часток робочого тіла:

$$kT = \frac{2}{3} \frac{mw^2}{2},$$

де k — стала Больцмана, що дорівнює $1,380662 \cdot 10^{-23}$ Дж/К.

Рівняння (1.2) вказує на те, що температура є мірою інтенсивності теплового руху. З рівнянь (1.1) і (1.2) випливає, що велика кількість випадкових явищ (рух і взаємодія молекул) виражається у вигляді певної закономірності — значення макроскопічних параметрів. Тут виявляється методологічний аспект взаємного зв'язку між динамічними і статистичними закономірностями.

Температура, обумовлена з рівняння (1.2), називається термодинамічною, (абсолютною).

Поняття термодинамічної температури впливає з другого закону термодинаміки. Для шкали абсолютної температури характерні дві точки відліку. За початок відліку приймають абсолютний нуль. При $T=0\text{K}$ припиняється тепловий рух молекул. Інша реперна точка відліку — температура потрійної точки води. Потрійна точка характеризує стан рівноваги між трьома фазами: льодом, рідиною і паром. Температура потрійної точки дорівнює $273,16\text{ K}$ ($+0,01\text{ }^\circ\text{C}$). $1/273,16$ частка інтервалу між цими двома реперними точками відліку за термодинамічною температурною шкалою, є один градус кельвіна — 1K . Температуру вимірюють також за шкалою Цельсія, де за нуль приймають температуру танення льоду, а за $100\text{ }^\circ\text{C}$ — температуру кипіння води при тиску $101\,325\text{ Па}$ (так звані нормальні фізичні умови). Зв'язок між термодинамічною температурою $T\text{K}$ і температурою $t\text{ }^\circ\text{C}$ наступний:

$$T = t + 273,15.$$

Для вимірювання температури застосовують рідинні термометри, термопари, пірометри та інші прилади. їхня дія заснована на використанні таких властивостей речовин, як теплове розширення, термоелектрорушійна сила, електричний опір, інтенсивність випромінювання й ін.

Питомий об'єм V — це об'єм, що займає одиниця маси речовини. Для однорідного тіла масою m і об'ємом V його визначають за формулою:

$$v = V/m$$

Величина, обернена питомому об'ємові, — густина $\rho = 1/v$, звідси $\rho v = 1$. Одиниця виміру питомого об'єму $\text{м}^3/\text{кг}$, а густини — $\text{кг}/\text{м}^3$.

РІВНЯННЯ СТАНУ ІДЕАЛЬНОГО ГАЗУ

Для виведення рівняння стану ідеального газу слід згадати відомі з курсу фізики основні закони ідеального газу.

Закон Бойля — Маріотта: при сталій температурі добуток абсолютного тиску на питомий об'єм цього газу є величина стала:

$$p v = \text{const.}$$

Закон Гей-Люссака: при сталому тиску питомий об'єм газу змінюється прямо пропорційно зміні абсолютних температур:

$$v_1/v_2 = T_1/T_2.$$

Закон Шарля: при сталому питомому об'ємі абсолютні тиски газу змінюються прямо пропорційно зміні абсолютних температур:

$$p_1/p_2 = T_1/T_2.$$

Закон Авогадро: в однакових об'ємах будь-яких ідеальних газів при однакових температурах і тиску міститься та сама кількість речовини n .

Кількістю речовини n називають величину, яка визначається числом структурних елементів цієї речовини (молекул, атомів, іонів, електронів та інших частинок). В СІ одиницею кількості речовини є моль. У технічній термодинаміці за одиницю кількості речовини прийнято кратну молю одиницю кіломоль (1 кмоль = 10^3 моль).

Моль дорівнює кількості речовини системи, яка має стільки ж структурних елементів, скільки міститься атомів у вуглеці-12 (^{12}C) масою 0,012 кг (12 г). Число атомів, що міститься в 1 кмолі ^{12}C , назвали **числом Авогадро**. Воно дорівнює $N_A = 6,022 \cdot 10^{26}$ кмоль $^{-1}$. У кмолі будь-якої речовини число молекул дорівнює числу Авогадро.

Молярною масою μ називають відношення маси M речовини до його кількості n

$$\mu = M/n.$$

Одиниця молярної маси — кілограм на моль (кг/моль).

Відносною молекулярною масою M_v речовини називають відношення середньої маси молекули (атома) цієї речовини до $1/12$ маси атома вуглецю-12 (^{12}C). Це відношення показує, в скільки разів маса молекули (атома) цієї речовини більша за $1/12$ маси атома вуглецю.

Під **масою молекули речовини** розуміють масу m кг однієї молекули речовини, що визначається як добуток атомної одиниці маси (а. о. м. = $1,66056 \cdot 10^{-27}$ кг) і відносної молекулярної маси речовини

$$m = \text{а. о. м.} \cdot M_v,$$

де M_v — відносна молекулярна маса, а. о. м. = $1,66056 \cdot 10^{-27}$ — значення однієї атомної одиниці, кг.

Числові значення відносної молекулярної маси і молярної маси однакові. Так, коли відносна молекулярна маса $M_v = 2,016$, то його молярна маса $\mu = 2,016$ кг/моль.

Не слід плутати поняття:

- 1) відносна молекулярна маса M_v — безрозмірна величина;
- 2) молярна маса μ в кілограмах на моль (кг/моль);
- 3) маса молекули m в кілограмах (кг).

Молярним об'ємом V_μ називають величину, що дорівнює відношенню об'єму V речовини до кількості речовини n .

$$V_\mu = V/n$$

Одиниця молярного об'єму — кубічний метр на кіломоль (м 3 /кмоль). За стандартних умов, тобто при $T = 273 \text{ К}$ і $p = 101,325 \text{ кПа}$, молярний об'єм будь-якого ідеального газу дорівнює $V_\mu = 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль}$. Так, знаючи густину азоту

$\rho_{N_2} = 1,25 \text{ кг/м}^3$ і визначивши за нею питомий об'єм азоту $v_{N_2} = 0,8 \text{ м}^3/\text{кг}$, можна за стандартних умов визначити молярний об'єм азоту $V_{\mu N_2}$, якщо відомо, що молярна маса азоту $\mu_{N_2} = 28 \text{ кг/кмоль}$:

$$V_{\mu N_2} = v_{N_2} * \mu_{N_2} = 0,8 * 28 = 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль}$$

Коли зробити такий розрахунок для будь-якого газу, то за стандартних умов об'єм моля будь-якого газу дорівнюватиме $22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль}$.

Використовуючи або першу форму рівняння стану ідеального газу (5.6), або другу (5.7), можна дістати третю форму цього рівняння, яка має велике значення для теорії ідеального газу. Помноживши обидві частини рівняння (5.6) на молярну масу μ , дістанемо рівняння стану для 1 кмоль ідеального газу

$$p v \mu = \mu R T$$

Проте добуток питомого об'єму V на молярну масу є не що інше, як молярний об'єм

$$p v_{\mu} = \mu R T$$

Розв'язавши рівняння відносно μR і підставивши в нього числові значення стандартних умов, дістанемо

$$\mu R = p V_{\mu} / T = 1,01325 * 10^5 * 22,4 / 273 = 8314 \text{ Дж/(кмоль*К)}, (в)$$

Оскільки значення μR в рівнянні (в) однакове для всіх ідеальних газів, її називають універсальною газовою сталою і позначають R_0 :

$$\mu R = R_0 = 8314 \text{ Дж/(кмоль*К)}.$$

Рівняння стану ідеального газу для 1 кмоль, до якого входить молярний об'єм та універсальна газова стала, однакове для всіх газів і має вигляд

$$V_{\mu} p = R_0 T$$

Рівняння називають **рівнянням Менделєєва**, або **Клапейрона — Менделєєва**, оскільки великий російський учений Д. І. Менделєєв перший застосував закон Авогадро до рівняння Клапейрона.

Питому газову сталу R , що входить у рівняння, легко визначити, розділивши універсальну газову сталу R_0 на молярну масу μ , тобто $R = R_0 / \mu$, або $R = 8314 / \mu$. Так, наприклад, для окису вуглецю CO з молярною масою $\mu_{co} = 12 + 16 = 28 \text{ кг/кмоль}$ газова стала дорівнює

$$R_{co} = 8314 / 28 = 296,5 \text{ Дж/(кмоль*К)}.$$

РІВНЯННЯ СТАНУ РЕАЛЬНОГО ГАЗУ

Молекули реального газу на відміну від ідеального мають кінцевий об'єм і взаємодіють між собою. Тому для реального газу рівняння стану має значно

складніший вигляд. Щоб дістати рівняння стану реального газу, за основу все-таки беруть рівняння Клапейрона. У 1873 р. голландський фізик Ван дер Ваальс вивів рівняння стану для реальних газів. Добуте теоретично рівняння добре відбиває фізичні властивості газів

Рівняння Ван дер Ваальса має такий вигляд:

$$p = RT/(v-b) - a/v^2,$$

де **a** і **b** — поправочні коефіцієнти до рівняння Клапейрона, що залежать від природи газу. Поправочний член a/v^2 характеризує сили взаємного притягання молекул реального газу і вимірюється в одиницях тиску. Поправочний коефіцієнт **b** до рівняння Клапейрона є граничним об'ємом, який зайняв би газ при нескінченно великому стисканні, і є, отже, власним об'ємом молекул реального газу. Вимірюється коефіцієнт **b** в одиницях об'єму. Рівняння Ван дер Ваальса не настільки зручне для практичних розрахунків, як рівняння Клапейрона, оскільки поправочні коефіцієнти **a** і **b** різні для різних газів. Проте рівняння Ван дер Ваальса описує стан газу в широких межах тисків і температур і дає змогу якісно простежити процес переходу газу в рідину.

Тепер добуто рівняння стану, які дуже точно описують властивості багатьох реальних газів, проте обчислення за цими рівняннями настільки складні, що їх в основному застосовують у наукових дослідженнях. Досвід показує, що рівняння Клапейрона можна застосовувати під час дослідження нагрітих реальних газів з достатньою для практики точністю.

ТЕРМОДИНАМІЧНИЙ ПРОЦЕС

Зміна стану термодинамічної системи унаслідок впливу на неї зовнішнього середовища називається термодинамічним процесом. При цьому відбувається послідовна зміна термодинамічних параметрів стану робочого тіла.

Процес, що складається з безперервної низки послідовних рівноважних термодинамічних станів, називається рівноважним термодинамічним процесом. Кожний з таких станів, будучи рівноважним, може бути описаним відповідним рівнянням стану.

Для того, щоб при переході термодинамічної системи з одного стану в інший всі проміжні стани могли розглядатися як рівноважні, такий процес повинен проходити дуже повільно. Процес, що не задовольняє цій вимозі, — нерівноважний.

Будь-який реальний процес у тій чи іншій мірі нерівноважний. Наприклад, при русі поршня в циліндрі процес протікає досить швидко і тому не виконується умова його рівноважності. Рівноважні процеси — оборотні.

Оборотні термодинамічні процеси — це такі, при яких термодинамічна система після низки змін свого стану повертається до початкового.

Наприклад, термодинамічний процес, зображений на рис. 1.1 а, може протікати через ті самі рівноважні стани як у прямому А-В, так і в зворотному В-А напрямках, і називається оборотним. Таким чином, при здійсненні оборотних

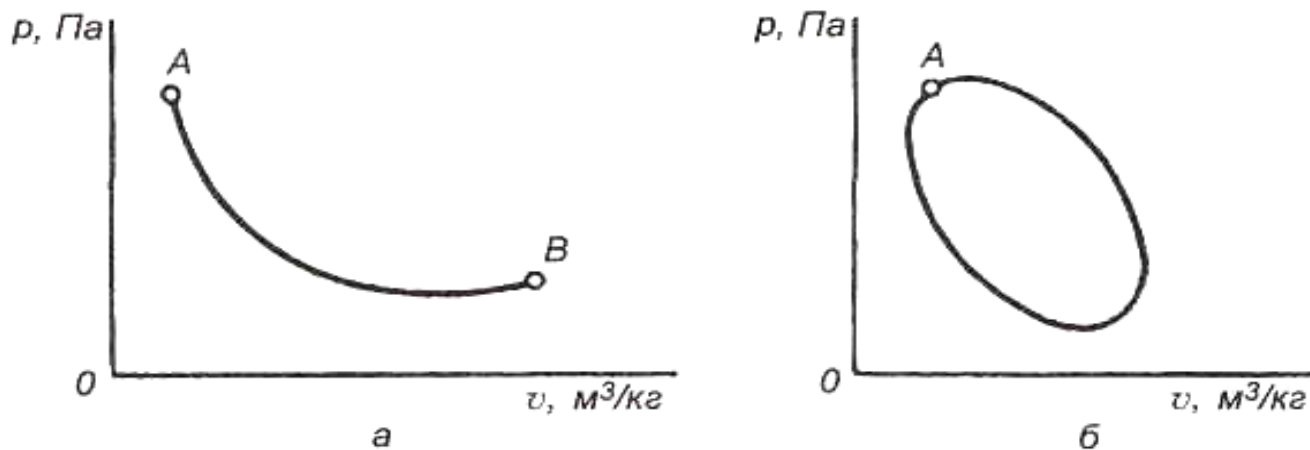
процесів не відбувається залишкових змін ні в самій системі, ні в навколишньому середовищі.

Для протікання оборотного процесу необхідно, по-перше, забезпечення теплової і механічної рівноваги, тобто рівність для кожного стану температури і тиску робочого тіла і навколишнього середовища; по-друге, відсутність тертя, завихрень та інших односторонньо спрямованих (необоротних) процесів. Хоча в природі і техніці реально протікають процеси необоротні, вивчення оборотних процесів має суттєве практичне значення, так як вони служать для оцінки ступеня досконалості реальних (необоротних) процесів. Крім того, зіставлення необоротних процесів з оборотними дозволяє виявити шляхи підвищення ефективності перших (наприклад, ККД теплових двигунів). Міра необоротності процесу в замкнутій системі, тобто зміна функції його стану — ентропія (див. главу 3).

Оборотний термодинамічний процес, в якому робоче тіло, повертаючись у вихідний стан, не набуває двічі одного і того ж стану, називається круговим процесом, або циклом. Рис 1.1 б.

Контрольні запитання і завдання

- 1.Що вивчає термодинаміка? Яке значення технічної термодинаміки в розв'язанні практичних задач в галузях сільськогосподарського виробництва?
- 2.Що таке термодинамічна система?
- 3.Дайте визначення і характеристику різним параметрам стану



*Рис. 1.1. Термодинамічний процес в p - v -координатах:
а — процес розширення; б — коловий процес*

термодинамічної системи. Наведіть відповідні приклади.

- 4.Основні термічні параметри стану.

5.Наведіть приклади функціональної залежності між параметрами стану для ідеального і реального робочого тіла. Що таке газова стала? Напишіть рівняння стану для суміші газів і вкажіть на фізичну сутність кожної величини, що входить у рівняння.

6.Що таке парціальний тиск і парціальний об'єм для суміші газів? Як визначити для газової суміші значення газової сталої, масової й об'ємної часток компонентів?

7.Що таке оборотний процес і цикл?