

План лекции:

1. Термодинамика (основные положения и определения)
2. Внутренние параметры состояния (давление, температура, плотность)
3. Уравнение состояния идеального газа
4. Понятие о термодинамическом процессе

ТЕПЛОФИЗИКА - совокупность дисциплин, представляющих теоретические основы энергетики. Включает термодинамику, теплообмен, методы экспериментального и теоретического исследования равновесных и неравновесных свойств веществ и тепловых процессов.

1. ТЕРМОДИНАМИКА (ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ И ОПРЕДЕЛЕНИЯ)

Термодинамика – это наука о закономерностях превращения энергии.

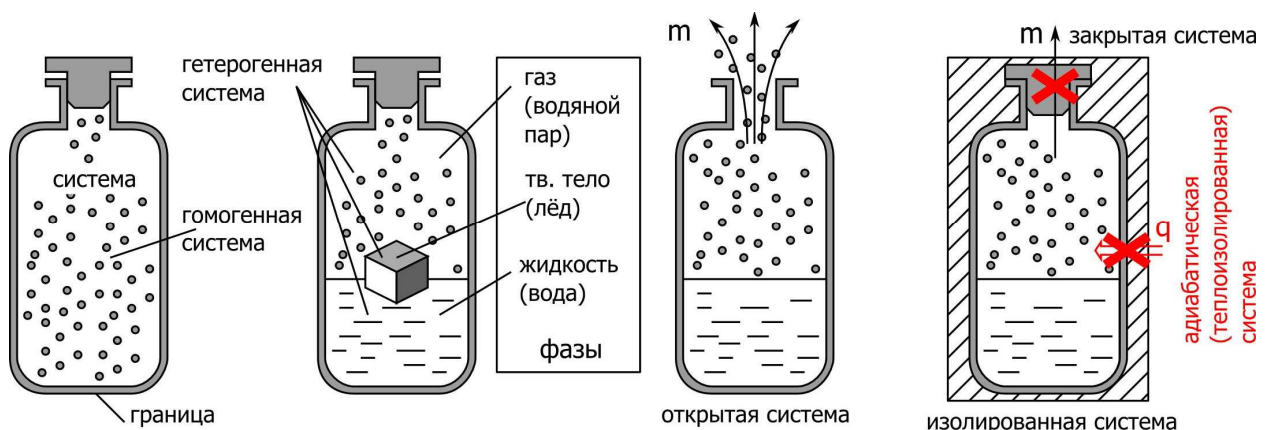
Техническая термодинамика – это наука о закономерностях превращения энергии в технических системах.

Основа, на которой развивалась термодинамика – это **законы сохранения энергии и массы**.

Предметом исследования термодинамики являются законы взаимных превращений различных видов энергии, связанных с переходами энергии между телами, чаще всего в форме теплоты и работы.

Классическая термодинамика не рассматривает структуру вещества и процессы, происходящие на микроуровне, а рассматривает поведение большого числа материальных частиц вещества, как целого. Вместе с тем многие из величин, рассматриваемые в термодинамике, получают своё теоретическое обоснование только на основе молекулярно-кинетической теории, статистической физики и др. наук занимающихся анализом поведения отдельных частиц вещества.

Под **термодинамической системой** понимают совокупность материальных тел, взаимодействующих как между собой, так и с окружающей средой, и являющихся объектами исследования. Как следствие система имеет определенные границы, отделяющие ее от окружающей среды.



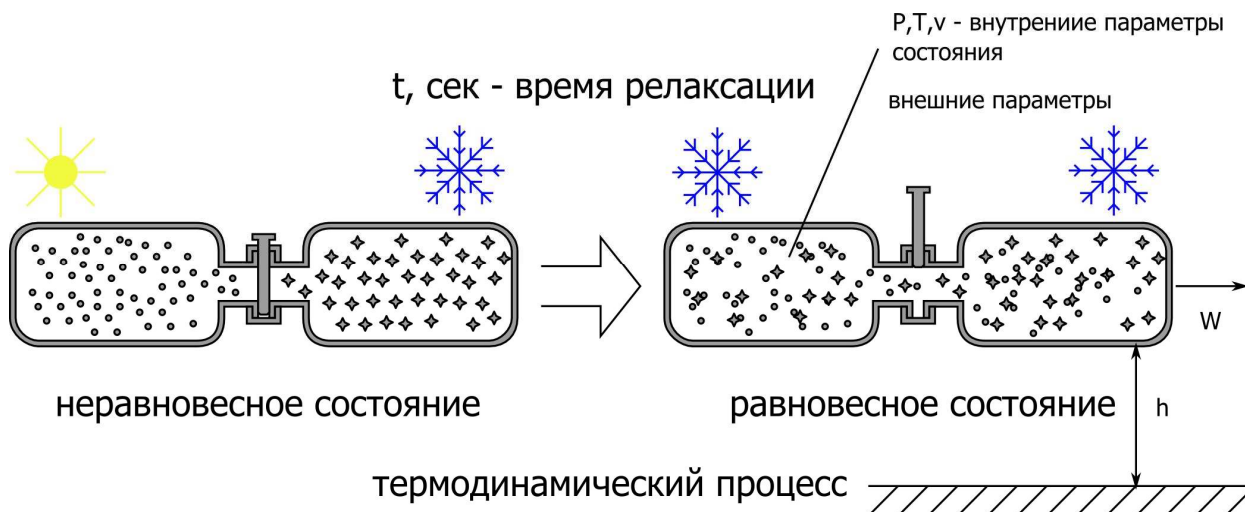
Система может быть либо **гомогенной** (однородной), обладающей одними и теми же свойствами, либо **гетерогенной**, состоящей из нескольких разнородных частей (веществ) или веществ в различных агрегатных состояниях. Гомогенные части гетерогенной

системы, отделенные от остальной ее части видимыми границами (поверхностями раздела), называются **фазами**.

Система, которая не взаимодействует с окружающей средой (не обменивается с окружающей средой веществом и энергией), называется **изолированной**.

Система, которая не обменивается с окружающей средой тепловой энергией, называется **теплоизолированной** или **адиабатической**.

Система, которая не обменивается с окружающей средой веществом, называется **закрытой**; обменивающаяся веществом – **открытой**.



Основной постулат термодинамики – термодинамическая система с течением времени всегда переходит в состояние **термодинамического равновесия** и самопроизвольно из этого состояния выйти не может.

Термодинамическое равновесие характеризуется неизменными во времени параметрами системы, такими как давление, плотность, температура и т.д. во всех частях системы.

Каждое равновесное состояние характеризуется набором физических величин – равновесных **параметров состояния**. Эти параметры могут быть разделены на **внешние** – положение системы относительно силовых полей, скорость системы и **внутренние** – давление, температура, плотность и др.

2. ВНУТРЕННИЕ ПАРАМЕТРЫ СОСТОЯНИЯ (ДАВЛЕНИЕ, ТЕМПЕРАТУРА, ПЛОТНОСТЬ)

В качестве внутренних параметров состояния, в принципе, можно выбрать любые свойства системы, которые однозначно определяют её состояние (состав, структуру, фазы, энергию и т.д.), однако среди всех свойств следует выбрать наиболее удобные.

Прежде чем перейти к выбору параметров следует отметить, что свойства вещества могут быть **интенсивными** и **экстенсивными**. **Интенсивными** называют свойства, не зависящие от количества вещества в системе (давление, температура и некоторые другие). Свойства, зависящие от количества вещества, называют **экстенсивными**.

Примером **экстенсивных** свойств является объем, который изменяется в данных условиях пропорционально количеству вещества: объем 10 кг вещества будет в 10 раз больше, чем объем 1 кг.

Удельные, т.е. отнесенные к массе вещества, **экстенсивные свойства** приобретают смысл **интенсивных свойств**. Так, удельный объем, удельная теплоемкость и т. п. могут рассматриваться как интенсивные свойства.

Очевидно, что интенсивные свойства системы более удобны для анализа её состояния, чем экстенсивные.

Наиболее распространенными параметрами состояния термодинамической системы являются **абсолютная температура, абсолютное давление и удельный объем (или плотность) тела.**

2.1. Абсолютное давление

Абсолютным давлением называется сила, действующая по нормали к поверхности тела и отнесенная к единице площади этой поверхности. Согласно молекулярно-кинетической теории материи, абсолютное давление газа, пара или жидкости является результатом ударов хаотически и непрерывно движущихся молекул и определяется **основным уравнением кинетической теории газов:**

$$p = n \frac{m_0 \overline{w^2}}{3} = \frac{2}{3} \frac{N_A}{\mu \nu} \frac{m_0 \overline{w^2}}{2}, \quad [\text{Па}], \quad (1)$$

где: $n = \frac{N_A}{\mu \nu}$, $[1/\text{м}^3]$ - число молекул вещества в 1 м^3 , $N_A = 6,02214179 \cdot 10^{23}$, $[1/\text{моль}]$ - число Авогадро, m_0 , $[\text{кг}]$ - масса молекулы, μ , $[\text{кг}/\text{моль}]$ - молекулярный вес вещества (например для гелия $\mu = 0,004 \text{ кг}/\text{моль}$), ν , $[\text{м}^3/\text{кг}]$, удельный объем газа, $\overline{w^2}$, $[\text{м}^2/\text{с}^2]$ - среднеквадратичная скорость молекулы. Уравнение получено на основе модели идеального газа.

В системе СИ давление измеряется в Паскалях $= \text{Н}/\text{м}^2$. Используются также внесистемные единицы измерения: $1 \text{ бар} = 100000 \text{ Па}$, $1 \text{ атм} = 101325 \text{ Па}$, $1 \text{ ат} = 98067 \text{ Па}$.

Для измерения **абсолютного давления** используют **барометры**. Чаще всего барометры используют для измерения атмосферного давления. Для измерения давления в технике используются приборы, определяющие перепад давлений между атмосферным давлением и измеряемым. Избыточное давление измеряют с помощью **манометров**, пониженное давление измеряют с помощью **вакуумметров**.

2.2. Абсолютная температура

Температура отражает состояние внутреннего термического равновесия термодинамической системы. Согласно молекулярно-кинетической теории абсолютная температура, измеряемая в градусах Кельвина, определяется **уравнением Больцмана:**

$$T = \frac{2}{3k} \frac{m_0 \overline{w^2}}{2}, \quad [\text{К}], \quad (2)$$

где: $k = 1,3806504 \cdot 10^{-23}$, $[\text{Дж}/\text{град}]$ - постоянная Больцмана. Уравнение (2) показывает, что температура термодинамической системы пропорциональна средней кинетической энергии поступательного движения молекул и не зависит от массы молекул. Уравнение получено на основе модели идеального газа.

Согласно уравнению (2) при абсолютном нуле температур поступательное движение молекул в газе прекращается. Температура, отсчитываемая от 0 К , называется **абсолютной температурой**, а шкала температур называется Шкалой Кельвина. Величина градуса принята равной 1 градусу Цельсия.

В **международной практической шкале температур Цельсия** за 0 температур выбрана температура таяния льда при нормальном атмосферном давлении. За 100 градусов Цельсия принята температура кипения воды при том же давлении.

$$T, [K] = t, [^{\circ}C] + 273,16 \quad (3)$$

В некоторых странах принята шкала температур Фаренгейта. За 0 температур принимается температура таяния смеси льда с поваренной солью, а температура кипения воды равна 212 градусов Фаренгейта.

$$t, [^{\circ}C] = (t, [^{\circ}F] - 32) \cdot 5/9 \quad (4)$$

2.3. Плотность, удельный объём

Плотностью называют количество вещества заключённое в единице объёма.

$$\rho = m_0/n = \frac{m}{V}, \left[\frac{\text{кг}}{\text{м}^3} \right], \quad (5)$$

где: m , [кг] - масса газа находящаяся в объёме V , [м³].

Удельный объём – это величина обратная плотности газа:

$$v = \frac{1}{\rho}, \left[\frac{\text{м}^3}{\text{кг}} \right] \quad (6)$$

3. УРАВНЕНИЕ СОСТОЯНИЯ ИДЕАЛЬНОГО ГАЗА

Для химически однородной термодинамической системы (газ, жидкость, изотропное твердое тело) при отсутствии внешних полей (гравитационного, электрического, магнитного) и при отсутствии внешних воздействий на её состояние однозначно определено, если заданы два **интенсивных независимых параметра**. Любой другой параметр является однозначной функцией двух заданных параметров.

Например, если рассматривается водяной пар при температуре 250⁰С и давлении 98 кПа, то удельный объём такого пара может иметь только одно значение 0,2375 м³/кг.

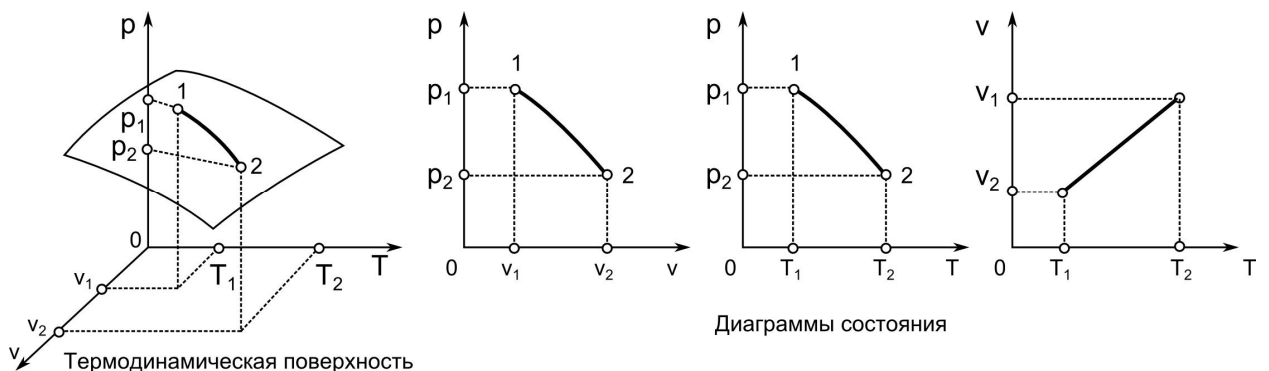
В общем виде связь параметров состояния между собой может быть выражена следующим образом:

$$v = f_1(p, T), \quad T = f_2(p, v), \quad p = f_3(v, T), \quad (7)$$

или:

$$F(p, v, T) = 0 \quad (8)$$

Уравнение (8), связывающее между собой все параметры состояния, носит название **уравнения состояния**. Для каждого вещества характер функциональной связи между p, v, T индивидуален и, следовательно, термодинамические свойства описываются своим уравнением состояния.



Связь между параметрами состояния может быть представлена графически в системе координат p, v, T в виде так называемой **термодинамической поверхности**. На практике для анализа состояния системы в том или ином термодинамическом процессе чаще используют двумерные проекции термодинамической поверхности на плоскости координат p, v ; p, T и v, T . Такие проекции носят название **диаграмм состояния** вещества.

Для идеального газа из основного уравнения кинетической теории и уравнения Больцмана можно записать:

$$pv = \frac{kN_A}{\mu} T \quad \text{или} \quad pv = RT. \quad (9)$$

Это уравнение носит название уравнения Клапейрона, а величина $R = kN_A/\mu$, [Дж/(кг·град)] - носит название **газовой постоянной**.

Всякий **реальный газ** при малой плотности и при не слишком низких температурах ведет себя как идеальный, и его свойства с высокой точностью описываются уравнением Клапейрона. Поведение многих технически важных газов и их смесей в условиях работы тепловых машин (двигателей внутреннего сгорания, газотурбинных установок, жидкостно-ракетных двигателей) не дает значительных отклонений в свойствах, описываемых уравнением Клапейрона.

Уравнение (9) в виде:

$$pv = \frac{\mathfrak{R}}{\mu} T \quad (10)$$

носит название Клапейрона - Менделеева, а величина

$\mathfrak{R} = N_A k = 8,31441$, [Дж/(моль·град)] - **универсальной газовой постоянной**.

Для практических расчётов часто нужно знать массовый расход газа, который в свою очередь зависит от плотности. В этом случае более удобной является следующая форма записи уравнения состояния:

$$p = \rho RT, \quad [\text{Па}] \quad (11)$$

4. ПОНЯТИЕ О ТЕРМОДИНАМИЧЕСКОМ ПРОЦЕССЕ

Под **термодинамическим процессом** понимают совокупность последовательных состояний системы при изменении хотя бы одного из параметров состояния под влиянием внешних воздействий.

Все **термодинамические процессы** можно разделить на **равновесные и неравновесные** процессы.

Равновесными называют процессы, представляющие собой непрерывную последовательность равновесных состояний системы (равновесное состояние характеризуется, в частности, тем, что все части системы имеют одинаковую температуру и одинаковое давление).

Неравновесным называют процесс, при протекании которого система не находится в состоянии равновесия (т. е. при протекании процесса различные части системы имеют различные значения температуры, давления, плотности, концентрации и т. д.).

Процесс перехода системы из неравновесного состояния в равновесное называется **релаксацией**, а время, за которое происходит этот переход, называется **временем релаксации**.

Стационарными называют процессы, при протекании которых параметры системы не изменяются во времени, но для поддержания такого процесса необходимо постоянно воздействовать на систему. Если воздействие на систему исчезает, система переходит в равновесное состояние.

Любой реальный процесс является в большей или меньшей степени неравновесным. Однако в принципе эта неравновесность может быть сделана сколь угодно малой в результате уменьшения скорости осуществления процесса. Таким образом, равновесный процесс является предельным случаем неравновесного процесса при стремлении скорости этого процесса к нулю; поэтому равновесные процессы иногда называют **квазистатическими**.

Если система состоит из чистого вещества, то ее состояния, как сказано выше, изображаются некоторой поверхностью в системе координат p, v, T . Процесс перехода такой системы из состояния 1 (где вещество имеет параметры p_1, v_1, T_1) в состояние 2 (с параметрами p_2, v_2, T_2) графически будет изображаться некоторой кривой 1-2 на поверхности состояния данного вещества.

Линию 1-2, изображающую изменение параметров в процессе, называют **кривой процесса**. Каждая точка кривой процесса характеризует равновесное состояние системы.

Равновесный процесс, в течение которого **температура системы сохраняется постоянной**, называют **изотермическим**. Кривую изотермического процесса называют **изотермой**.

Примером изотермического процесса может служить процесс кипения чистой воды в открытом сосуде: до тех пор, пока вся вода не выкипит из сосуда, температура воды остается практически постоянной.

Равновесный процесс, протекающий **при постоянном давлении**, называют **изобарным**. Кривую изобарного процесса называют **изобарой**.

Примером изобарного процесса является нагрев воды, находящейся в открытом сосуде; давление воды в этом случае остается постоянным и равным атмосферному, тогда как температура воды растет, и плотность воды изменяется.

Равновесный процесс, протекающий **при постоянном объеме**, называют **изохорным**. Кривую изохорного процесса называют **изохорой**.

Пример изохорного процесса — нагрев воды в герметически закрытом сосуде. Объем сосуда в процессе нагрева сохраняется практически постоянным, тогда как температура воды в сосуде растет, и давление воды увеличивается.

Равновесный процесс, в котором к термодинамической системе **не подводится от окружающей среды (и не отводится в окружающую среду) теплота**, называют **адиабатным**; в нем отсутствует теплообмен между системой и окружающей средой. Кривую адиабатного процесса называют **адиабатой**.

Чем меньше теплопроводность изоляции системы, тем в большей степени процесс приближается к адиабатному.