

Теплотехника

**190603 Сервис транспортных и технологических машин
и оборудования (Автомобильный транспорт)**

Презентация учебного курса

**Составил доцент кафедры СТЭА,
Юхименко Владимир Федорович**

Курс читается студентами в течение 1 семестра в объеме 64 часа аудиторных занятий (32 часа лекций, 16 часов лабораторных работ и 11 часов практических занятий) и 36 часов для самостоятельного изучения материала.

Введение

- *«Теплотехника» является общеинженерной дисциплиной, позволяющей сформировать у студентов современное представление о методах получения, преобразования, передачи и использования тепловой энергии, а также о машинах и аппаратах, в которых тепловые процессы происходят.*
- *Изложены основные законы термодинамики и тепломассообмена, свойства рабочих тел, термодинамические процессы, термодинамические циклы тепловых двигателей и холодильных машин; приведен анализ работы компрессора, основы расчета теплообменных аппаратов, вопросы энергосбережения, системы теплоснабжения.*

Цели и задачи изучения дисциплины

- Теоретически и практически подготовить будущих специалистов методам получения, преобразования, передачи и использования теплоты в такой степени, чтобы они могли выбирать и эксплуатировать необходимое технологическое оборудование при максимальной экономии топливно-энергетических ресурсов и материалов, интенсификации технологических процессов и выявления использования вторичных энергоресурсов , защиты окружающей среды.

Знания, умения и навыки, которые должен приобрести студент в результате изучения дисциплины.

- **Студент должен знать основные законы термодинамики и теплообмена, способы переноса теплоты, принципы действия и устройство теплообменных аппаратов, теплосиловых установок и других теплотехнических устройств, применяемых на транспорте; уметь рассчитывать термодинамические процессы и циклы, теплообменные процессы, аппараты и другие технические устройства, определять меры по тепловой защите и организации систем охлаждения; иметь навык в проведении теплотехнических исследований.**

РАЗДЕЛ 1.

Техническая термодинамика.

ТЕМА № 1. Предмет технической термодинамики. Рабочие тела.

1.1. ТЕХНИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА КАК ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ОСНОВА ТЕПЛОЭНЕРГЕТИКИ

- В классической (феноменологической) термодинамике изучаются законы взаимных превращений различных видов энергии. Техническая термодинамика рассматривает закономерности взаимного превращения теплоты и работы. Здесь разрабатывается теория тепловых двигателей и даются пути их усовершенствования.
- Коэффициент использования топлива в большинстве отраслей промышленности обычно не превышает 30 ... 35%. В связи с этим в настоящее время ставится вопрос о создании энерготехнологических агрегатов, в которых требования технологии и энергетики взаимно дополняли бы друг друга.

- Разработать энерготехнологию, создать нетрадиционные и усовершенствовать существующие системы энергосбережения, оценить их эффективность можно лишь с помощью термодинамического анализа. Поэтому для инженера–энергетика термодинамика является теоретической основой его практической деятельности.
- При изучении термодинамики особое внимание следует уделить усвоению термодинамического метода исследования, который имеет следующие особенности.
- Во–вторых, термодинамика имеет дело только с макроскопическими величинами. Микроструктура веществ здесь не рассматривается. Это с одной стороны обеспечивает достоверность общих выводов термодинамики, а с другой – приводит к некоторой ее ограниченности и требует привлечения дополнительных сведений из физики, химии и т.д. И, наконец, описание процессов в термодинамике основывается на понятии о макроскопическом равновесии. Процессы здесь рассматриваются как непрерывная последовательность состояний равновесия (квазистатические процессы).

1.2. ОСНОВНЫЕ ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЕ ПАРАМЕТРЫ СОСТОЯНИЯ

- Каждое равновесное состояние термодинамической системы характеризуется определенными физическими величинами – равновесными параметрами состояния. Внутренние параметры характеризуют внутреннее состояние системы. К ним относятся давление, температура, объем и др. Внешние параметры характеризуют положение системы (координаты) во внешних силовых полях и ее скорость.
- Внутренние параметры, в свою очередь, подразделяются на интенсивные и экстенсивные. Интенсивные – это те параметры, величина которых не зависит от размеров (массы) тела. Например, давление, температура, удельный объем, но не объем, удельная теплоемкость. Экстенсивные параметры зависят от количества вещества в системе (объем, масса и др.).
- В термодинамике существует также деление параметров на термические (давление, температура, объем) и калорические (удельная энергия, удельная теплоемкость, удельные скрытые теплоты фазовых переходов).

- Для характеристики конкретных условий, в которых находится данная система, или процесса, идущего в системе, необходимо, прежде всего, знать такие внутренние параметры состояния, как удельный объем, абсолютное давление, абсолютная температура.
- Удельный объем (v , м³/кг) – это объем единицы массы или величина, определяемая отношением объема к его массе

$$v \stackrel{(1.1)}{=} V / m$$

где V – объем произвольного количества вещества, м³; m – масса этого вещества, кг.

- Величина, обратная удельному объему, называется плотностью (ρ , кг/м³); или это есть масса вещества, содержащаяся в единице объема.

(1.2)

$$\rho = m/V = 1/v$$

- Давление – величина, определяемая отношением силы (нормальной составляющей силы), действующей на поверхность, к площади этой поверхности (p , Па=Н/м²),

$$p = F_{\text{н}} / S \quad (1.3)$$

где $F_{\text{н}}$ – нормальная составляющая силы, Н; S – площадь поверхности, нормальной к действующей силе, м².

- Согласно Международной системе единиц (СИ) давление измеряют в Ньютонах на один квадратный метр (Н/м²). Эта единица измерения давления называется Паскалем (Па). Один мегапаскаль равен 10⁶ Па (1 МПа = 10⁶ Па).

- Различают давления атмосферное, избыточное и разрежение (вакуум). Атмосферным называется давление атмосферного воздуха на уровне моря. За величину атмосферного давления принимается давление столба ртути высотой 760 мм (одна физическая атмосфера – обозначается атм). Таким образом, 1 атм = 760 миллиметров ртутного столба (мм. рт. ст.).
- Давление, которое больше атмосферного, называется избыточным, а которое меньше – разрежением. Для измерения давления применяют манометры, атмосферного давления – барометры, разрежения – вакуумметры.
- Термодинамическим параметром состояния является только абсолютное давление, которое отсчитывается от абсолютного нуля давления или абсолютного вакуума.
- Избыточное давление и вакуум не являются параметрами состояния, так как они при одном и том же абсолютном давлении могут принимать различные значения в зависимости от величины атмосферного давления.

Избыточное давление и вакуум не являются параметрами состояния, так как они при одном и том же абсолютном давлении могут принимать различные значения в зависимости от величины атмосферного давления.

В технике применяется достаточно большое число единиц измерения давления. Соотношения между ними приведены в таблице [1].

| <u>Единица</u> | <u>Бар</u> | <u>Паскаль</u> <u>Па</u> <u>(Н/м²)</u> | <u>Физическая</u> <u>атмосфера,</u> <u>атм</u> | <u>Техническая</u> <u>атмосфера, ат</u> <u>(кГ/см²)</u> | <u>Миллиметры</u> <u>ртутного</u> <u>столба, мм рт.</u> <u>ст.</u> | <u>Миллиметр</u> <u>ы водяного</u> <u>столба, мм</u> <u>вод.ст.</u> |
|---------------------------------------|-----------------------|---|--|--|---|--|
| 1 бар | 1 | 10 ⁵ | 0,987 | 1,02 | 750 | 10200 |
| 1 Н/м ² | 10 ⁻⁵ | 1 | – | – | – | – |
| 1 атм | 1,013 | 101300 | 1 | 1,033 | 760 | 10330 |
| 1 ат | 0,981 | 98100 | 0,968 | 1 | 735,6 | 10000 |
| 1 мм рт. ст. | 0,00133 | 133 | 0,001316 | 0,00136 | 1 | 13,6 |
| 1 мм вод. ст.(1кГ/м ²) | 9,81 10 ⁻⁵ | 9,81 | 9,68 10 ⁻⁵ | 10 ⁻⁴ | 0,0736 | 1 |

- Температура (T, K) – величина, характеризующая степень нагретости тел. Она представляет собой меру средней кинетической энергии поступательного движения молекул. Чем больше средняя скорость движения молекул, тем выше температура тела.
- В настоящее время используются две температурные шкалы.
- Международная практическая температурная шкала Цельсия ($^{\circ}C$), в которой за основные реперные точки принимаются точка таяния льда ($t_0 = 0^{\circ}C$) при нормальном атмосферном давлении ($p_0 = 760$ мм рт. ст.) и точка кипения воды при том же давлении – $t_k = 100^{\circ}C$. Разность показаний термометра в двух этих точках, деленная на 100, представляет собой 1° по шкале Цельсия.
- Термодинамическая шкала температур, основанная на втором законе термодинамики. Началом отсчета здесь является температура $T_0 = 0K = -273,15^{\circ}C$. Измерение температур в каждой из этих двух шкал может производиться как в Кельвинах (K), так и в градусах Цельсия ($^{\circ}C$) в зависимости от принятого начала отсчета.

- Температура (Т, К) – величина, характеризующая степень нагретости тел. Она представляет собой меру средней кинетической энергии поступательного движения молекул. Чем больше средняя скорость движения молекул, тем выше температура тела.
- Между температурами, выраженными в Кельвинах и градусах Цельсия, имеется следующее соотношение. (1.4)

$$TK = 273,15 + t^{\circ}C$$

- В так называемой тройной точке, где жидкая, твердая и газообразная фазы находятся в устойчивом равновесии, температура в Кельвинах равна $T=273,16K$, а в градусах Цельсия $t = 0,01^{\circ}C$.

■ 1.3. ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЙ ПРОЦЕСС

- Под термодинамическим процессом понимается совокупность последовательных состояний, через которые проходит термодинамическая система при ее взаимодействии с окружающей средой.
- Состояние термодинамической системы может быть равновесным и неравновесным. Равновесным называют такое состояние системы, при котором во всех точках ее объема все параметры состояния и физические свойства одинаковы (давление, температура, удельный объем и др.). В термодинамике постулируется, что изолированная система с течением времени всегда приходит в состояние термодинамического равновесия и никогда не может самопроизвольно выйти из него.
- Все процессы, происходящие в термодинамической системе, подразделяются на равновесные и неравновесные. Равновесными называются такие процессы, когда система в ходе процесса проходит ряд последовательных равновесных состояний.

- Если процесс протекает настолько медленно, что в каждый момент времени устанавливается равновесие, то такие процессы называются квазистатическими. Эти процессы обладают свойствами обратимости.
- Неравновесными называются такие процессы, при протекании которых система не находится в состоянии равновесия. Процесс перехода системы из неравновесного состояния в равновесное называется релаксацией, а время перехода в состояние равновесия – временем релаксации.
- Все реальные процессы, протекающие в природе, являются неравновесными. Это определяется тем, что при протекании процесса с конечной скоростью в рабочем теле не успевает установиться равновесное состояние.
- Однако термодинамика в первую очередь рассматривает равновесные процессы и равновесные состояния, так как только равновесные состояния могут быть описаны количественно с помощью уравнений состояния. Лишь равновесные процессы изменения состояния термодинамической системы можно изображать графически.

- *Всякое произвольно взятое равновесное состояние в трехосной системе координат $p-v-T$ изображается точкой, а совокупность этих точек при непрерывном изменении состояния – некоторой кривой, представляющей собой графическое изображение равновесного процесса.*
- *Однако использовать трехосную систему координат затруднительно, поэтому на практике пользуются проекциями кривых трехосной системы на плоскости в прямоугольной системе координат. В технической термодинамике для исследования равновесных термодинамических процессов наиболее часто применяют двухосную систему координат $p-v$. В этой системе координат вертикаль изображает изохорный процесс, горизонталь – изобарный, кривая вида гиперболы – изотермический (рис. 1.1).*

- Кроме того, в термодинамике рассматриваются процессы адиабатный, совершающийся при отсутствии теплообмена ($dq=0$) и политропный, обобщающий процесс, частными случаями которого являются первые четыре процесса.

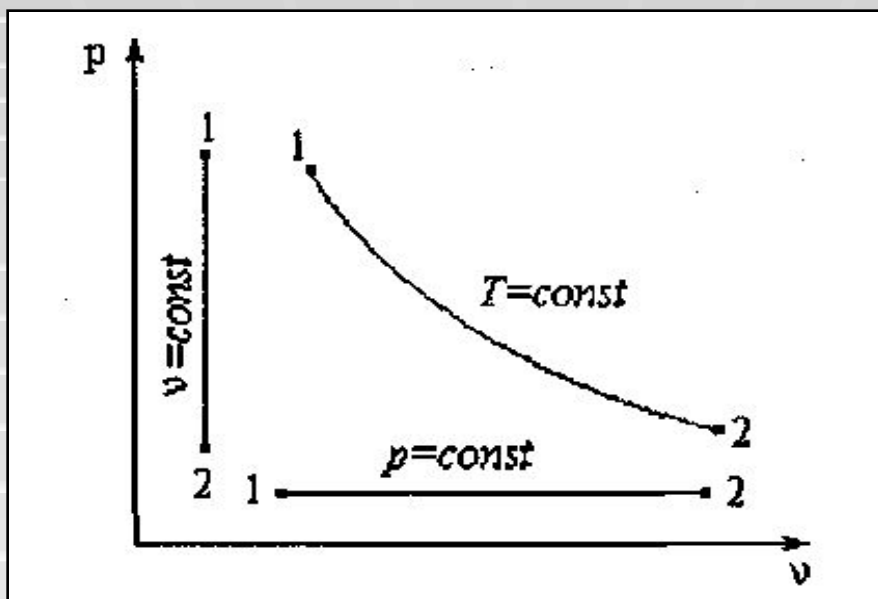


Рис. 1.1.

Любой параметр состояния является также функцией состояния, так как его изменение в любом термодинамическом процессе не зависит от вида процесса, а определяется лишь начальным и конечным состояниями.

- *К термодинамическим процессам относится также круговой процесс или цикл. Циклом называется совокупность процессов, возвращающих систему в первоначальное состояние.*
- *На диаграммах цикл изображается замкнутым контуром, вид которого полностью определяется числом и формой составляющих цикл процессов.*
- *Графическое изображение и изучение циклов в пространственной системе координат было бы еще более трудным, чем изображение отдельных процессов. Поэтому цикл точно также проектируется на одну из координатных плоскостей.*

1.4. УРАВНЕНИЕ СОСТОЯНИЯ

- Уравнение, устанавливающее связь между давлением, температурой и удельным объемом среды постоянного состава, называется термическим уравнением состояния. Общий вид этого уравнения.

$$f(p, v, T) = 0^{(1.5)}$$

Уравнение (1.5) в пространстве отображает поверхность, которая характеризует все возможные равновесные состояния однородной термодинамической системы. Эта поверхность называется термодинамической поверхностью или поверхностью состояния. На термодинамической поверхности каждому состоянию системы соответствует определенная точка.

- Теория уравнения состояния пока разработана лишь для идеального газа, для газов, имеющих небольшую плотность, и в меньшей степени для плотных газов.
- Уравнение состояния идеального газа впервые было получено Клапейроном в 1834 г. путем объединения уравнений законов Бойля–Мариотта и Гей–Люссака – $p\nu/T = \text{const}$. Обозначая константу через R , получим

$$p\nu = RT \quad (1.6)$$

где R – удельная газовая постоянная, отнесенная к массе газа, равной 1 кг; Дж/(кг·К).

- Уравнение (1.6) записано для 1 кг газа. Для m кг уравнение состояния будет иметь вид

$$pV = mRT$$

где V – объем газа, м³.

- Газ, состояние которого точно описывается уравнением (1.6), называется идеальным. Многие реальные газы при малых плотностях и при достаточно высоких температурах по своим свойствам приближаются к идеальным. Поэтому для их расчетов может быть применено уравнение (1.6).

- Умножая обе части уравнения (1.6) на молекулярный вес μ получим

$$pV_{\mu} \stackrel{(1.6)}{=} \mu RT$$

где – $V_{\mu} = \nu\mu$ объем, занимаемый одним молем газа.

- Молекулярный вес представляет собой сумму атомных весов атомов, образующих молекулу. Следовательно, молекулярный вес характеризует массу молекулы.
- Количество газа, вес которого в килограммах численно равен его молекулярному весу, называется молем или киломолем.
- В соответствии с законом Авогадро при одинаковых давлениях и температурах в каждом моле газа содержится одинаковое количество молекул $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹ (постоянная Авогадро).

- Если, например, молекулярный вес водорода $\mu_{H_2} = 2$,
азота $\mu_{N_2} = 28$, кислорода $\mu_{O_2} = 32$,

то, взяв эти газы соответственно в количествах 2 кг, 28 кг и 32 кг при одинаковых температуре и давлении, получим, что объемы этих количеств газов равны.

- Объем одного моля газа при нормальных физических условиях ($T_0 = 273,15\text{K}$, $p_0 = 101332\text{ Па}$) $V_\mu = \nu\mu = 22,4146 \cdot 10^{-3}\text{ м}^3/\text{моль}$.

Подставляя эту величину в (1.8), получим Дж/(моль К),

$$\mu R = \frac{p_0 V_\mu}{T_0} = 8,3143 \quad (1.8a)$$

где R – универсальная газовая постоянная, одинаковая для любого газа.

- Отсюда уравнение состояния для одного моля идеального газа будет

$$pV_\mu = 8,3143 \cdot T \quad (1.9)$$

- Уравнение (1.9) было выведено Д.И. Менделеевым в 1874 году и называется уравнением состояния Клапейрона– Менделеева.

1.5. ГАЗОВЫЕ СМЕСИ

- В технике довольно часто приходится иметь дело с газообразными веществами, представляющими механическую смесь отдельных газов, по своим свойствам приближающуюся к идеальным газам.
- Например, атмосферный воздух представляет газовую смесь, включающую азот, кислород, углекислый газ, водяные пары и ряд других газов. Определение параметров необходимо для решения многих практических задач.
- Газовой смесью называется смесь отдельных газов, химически не реагирующих между собой, т.е. каждый газ в смеси полностью сохраняет все свои свойства и занимает весь объем смеси. Давление, которое создают молекулы каждого отдельного газа смеси, при условии, что этот газ находится один в том же количестве в том же объеме и при той же температуре, что и в смеси, называется парциальным (частичным) давлением.
- Будем считать, что каждый отдельный газ смеси подчиняется уравнению (2.7), т.е. является идеальным газом. Поэтому параметры газовой смеси так же могут быть вычислены по уравнению Клапейрона

$$pV = mRT$$

где все величины в этом уравнении относятся к смеси газов.

- Согласно закону Дальтона общее давление смеси идеальных газов равно сумме парциальных давлений газов, входящих в смесь

$$p = p_1 + p_2 + \dots + p_n = \sum_{i=1}^n p_i ,$$

где p – давление смеси; p_1, p_2, \dots, p_n – парциальные давления отдельных газов смеси.

- Газовая смесь может быть задана массовыми, объемными и молярными долями.
- Массовая доля – отношение массы каждого отдельного газа к суммарной массе смеси

$$g_1 = \frac{m_1}{m}; \quad g_2 = \frac{m_2}{m}; \quad \dots; \quad g_n = \frac{m_n}{m} ,$$

где g_1, g_2, \dots, g_n – массовые доли отдельных газов; m – суммарная масса всей смеси

$$m = m_1 + m_2 + \dots + m_n = \sum_{i=1}^n m_i$$

- Сумма массовых долей равна единице $g_1 + g_2 + \dots + g_n = \sum_{i=1}^n g_i = 1$

Объемная доля – отношение парциального (приведенного) объема каждого газа к общему объему смеси

$$r_1 = \frac{V_1}{V}; \quad r_2 = \frac{V_2}{V}; \quad \dots; \quad r_n = \frac{V_n}{V}$$

где r_1, r_2, \dots, r_n – объемные доли; V_1, V_2, V_n – парциальные объемы каждого газа; V – объем смеси газов.

- Парциальный объем – это объем, который занимал бы газ, если бы его давление и температура равнялись параметрам смеси газов.
- Парциальный объем каждого газа при постоянной температуре находится по закону Бойля-Мариотта

$$V_1 = \frac{p_1 V}{p}; \quad V_2 = \frac{p_2 V}{p}; \quad \dots; \quad V_n = \frac{p_n V}{p} \quad .$$

- Сложив почленно эти уравнения, получим, что сумма парциальных объемов равна объему смеси (закон Амага)

$$V_1 + V_2 + \dots + V_n = \sum_{i=1}^n V_i = V \quad .$$

- Если сложить объемные доли, то получим

$$r_1 + r_2 + \dots + r_n = \sum_{i=1}^n r_i = 1 \quad .$$

- Из закона Бойля-Мариотта (при постоянной температуре)

следует $p_i / p = V_i / V$. Отсюда $p_i V = p V_i$

или $p_i = p V_i / V = r_i p$

- Последняя формула позволяет определять парциальные давления компонентов смеси, если известен ее объемный состав.

- Последняя формула позволяет определять парциальные давления компонентов смеси, если известен ее объемный состав.
- Задание смеси молярными долями заключается в следующем. Сначала находим количество молей каждого компонента смеси по соотношениям

$$M_1 = \frac{m_1}{\mu_1}; \quad M_2 = \frac{m_2}{\mu_2}; \quad \dots; \quad M_n = \frac{m_n}{\mu_n},$$

- где M_1, M_2, \dots, M_n – количество молей каждого компонента; m_1, m_2, \dots, m_n – молекулярные веса соответствующих компонентов смеси.
- Отсюда вся газовая смесь будет содержать M молей

$$M = M_1 + M_2 + \dots + M_n = \sum_{i=1}^n M_i.$$

- Молярные доли y_i ($i=1, 2, 3, \dots, n$) находятся в виде отношений

$$y_1 = \frac{M_1}{M}; \quad y_2 = \frac{M_2}{M}; \quad \dots; \quad y_n = \frac{M_n}{M}.$$

- Очевидно, что $y_1 + y_2 + \dots + y_n = \sum_{i=1}^n y_i = 1$.

Так как $M = m/\mu$, то молекулярный вес смеси $\mu = \frac{m}{M} = \frac{\sum_{i=1}^n m_i}{\sum_{i=1}^n M_i}$
 m будет определяться по формуле

- Полученное значение называется средним кажущимся значением молекулярного веса смеси. Знание молекулярного веса позволяет по формуле $R = 8,3143/\mu$ (2.9a) находить газовую постоянную смеси R (ниже будет приведена формула для определения μ по известной R).

- По закону Авогадро мольные объемы различных газов при одинаковых давлениях и температурах равны (в равных объемах различных газов содержится одинаковое количество молекул). Отсюда для i -го газа смеси справедливо соотношение $V_i = V_\mu M_i$,

- где V_μ – объем, занимаемый одним молем газа.

- Для всей смеси получим $V = V_\mu M$.

- Отсюда $\frac{V_i}{V} = \frac{M_i}{M}$ или $y_i = r_i$.

- Следовательно, мольные и объемные доли численно равны между собой.

- Выведем формулу для определения молекулярного веса смеси по ее объемному составу. Из предыдущего для i -го компонента можно

- записать $m_i = \mu_i M_i$

$$m = \mu M$$

- или для всей смеси

Учитывая, что $M_i/M = r_i$, получим $\mu = \sum_{i=1}^n \mu_i r_i$

Заменяя в последнем уравнении молекулярные веса их плотностью

$$\rho = \sum_{i=1}^n \rho_i r_i$$

(на основании закона Авогадро), получим $\frac{\mu}{\rho} = \frac{\mu_1}{\rho_1} = \dots = \frac{\mu_n}{\rho_n}$,

так как $p_i V = m_i R_i T$.

В случае, когда газовая смесь задана массовым составом, то с помощью уравнения состояния

выразим парциальные давления компонентов $p_i = m_i R_i \frac{T}{V}$.

Для давления всей смеси в соответствии с законом Дальтона

получим формулу $p = \sum_{i=1}^n m_i R_i \frac{T}{V}$. Или $\frac{pV}{T} = \sum_{i=1}^n m_i R_i$.

Учитывая, что $pV = mRT$, получим

$$R = \sum_{i=1}^n \frac{m_i}{m} R_i = \sum_{i=1}^n g_i R_i$$

По известной газовой постоянной смеси, используя формулу (1.8а), можно найти молекулярный вес смеси.