

План лекции:

1. Введение
2. Основные положения термодинамики (термодинамическая система, термодинамический процесс)
3. Параметры состояния (давление, температура, плотность)
4. Уравнение состояния идеального газа
5. Энергия. Энтальпия. Теплота и работа.
6. Теплоёмкость, виды теплоёмкости
7. Газовые смеси

1. ВВЕДЕНИЕ

Теплотехника является **обязательной общепрофессиональной дисциплиной**, которая занимает одно из центральных мест в инженерной подготовке специалистов пищевых производств. Это обусловлено тем, что процессы получения, использования и переноса теплоты имеют место практически во всех технических устройствах и технологических процессах этой отрасли.

Знания, полученные в рамках данного курса, позволят Вам рассчитывать различные типы, холодильных и компрессорных установок, проектировать технологические процессы пищевого производства, обеспечивать функционирование оборудования с минимальными энергозатратами и экологически вредными выбросами.

Курс лекций состоит из трех частей.

1. Техническая термодинамика.

В этой части рассматриваются основные законы сохранения (массы и энергии) и их приложение к термодинамическим системам. Дается представление о термодинамических процессах, циклах тепловых и холодильных машин, теоретическими основами повышения их эффективности.

2. Основы теории теплообмена.

В этой части рассматриваются, так называемые, неравновесные термодинамические процессы, вводятся понятия о температурных полях, градиентах и тепловых потоках. Рассматриваются вопросы теоретического анализа процессов теплопроводности, теплоотдачи при свободном и вынужденном движении теплоносителя. Дается понятие о турбулентности и её влиянии на теплообмен.

3. Промышленные теплоэнергетические установки, основы теплоснабжения предприятий.

Рассматривается современное теплотехническое оборудование промышленных предприятий пищевой отрасли. Дается классификация такого оборудования, основы расчёта и проектирования.

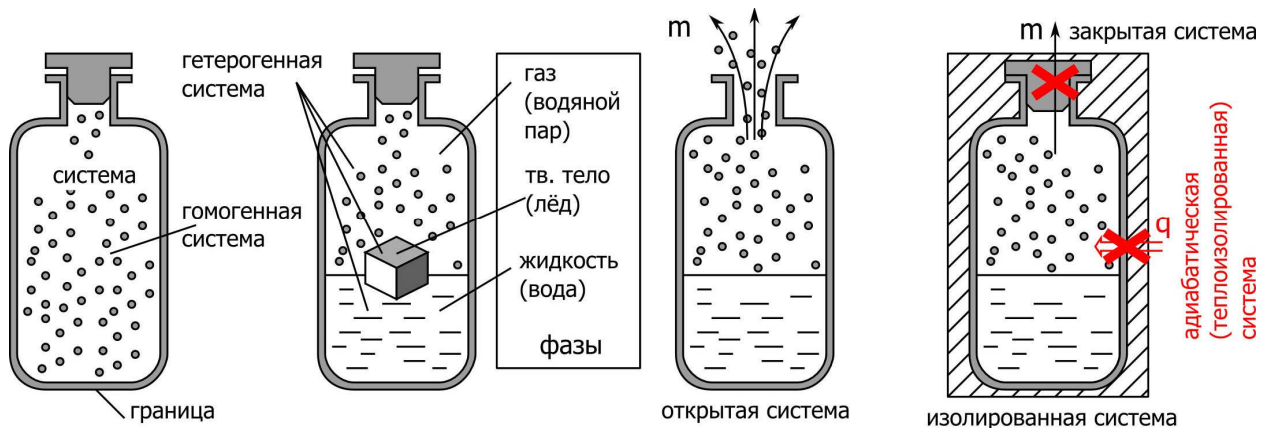
2. ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЕРМОДИНАМИКИ (ТЕРМОДИНАМИЧЕСКАЯ СИСТЕМА, ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЙ ПРОЦЕСС)

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

Под **термодинамической системой** понимают совокупность тел, выделенных из материального мира 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.

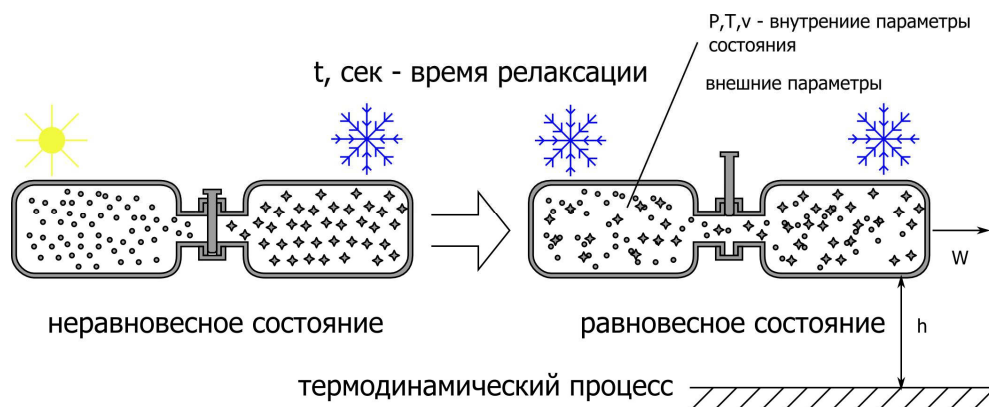
Гомогенные части гетерогенной системы, отделенные от остальной ее части видимыми границами (поверхностями раздела), называются **фазами**.

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. Равновесие устанавливается в системе самопроизвольно.



В классической термодинамике под **термодинамическим процессом** понимается переход из одного равновесного состояния в другое под влиянием внешних воздействий. Такие процессы называются **равновесными**.

Каждое равновесное состояние характеризуется набором физических величин – равновесных **параметров состояния**.

3. ПАРАМЕТРЫ СОСТОЯНИЯ (ДАВЛЕНИЕ, ТЕМПЕРАТУРА, ПЛОТНОСТЬ)

3.1. Давление

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

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

где: $n = \frac{N_A}{\mu \nu}$, $[1/\text{м}^3]$ - число молекул вещества в 1 куб. м., $N_A = 6.0228 \cdot 10^{23}$, $[1/\text{моль}]$ - число Авогадро, m_0 , $[\text{кг}]$ - масса молекулы, μ , $[\text{кг}/\text{моль}]$ - молекулярный вес вещества, ν , $[\text{м}^3/\text{кг}]$, удельный объём газа, $\overline{w^2}$, $[\text{м}^2/\text{с}^2]$ - среднеквадратичная скорость молекулы. Уравнение (1) называется **основным уравнением кинетической теории газов**.

Уравнение справедливо для **идеального газа**. **Идеальным газом** называют газ, движение молекул которого подчиняется классическим законам механики Ньютона. Молекулы в таком газе рассматриваются как абсолютно упругие материальные точки, силы притяжения отсутствуют, силы отталкивания проявляются только при столкновении молекул.

В системе СИ давление измеряется в Паскалях = Н/кв.м. Используются также внесистемные единицы измерения: 1 бар = 100000 Па; 1 мм.рт.ст. = 133 Па

3.2. Температура

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

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

где: $k = 1,3805 \cdot 10^{-23}$, $[\text{Дж}/\text{град}]$ - постоянная Больцмана. Уравнение (2) называется **уравнением Больцмана** и показывает, что температура термодинамической системы пропорциональна средней кинетической энергии поступательного движения молекул.

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.

$$T, [\text{К}] = t, [^\circ\text{C}] + 273.15, [^\circ\text{C}] \quad (3)$$

3.3. Плотность, удельный объём

Плотностью называют количество вещества заключённое в единице объёма.

$$\rho = m_0/n = \frac{m}{V}, \left[\frac{\text{кг}}{\text{м}^3} \right], \quad (4)$$

где: $m, [\text{кг}]$ - масса газа находящаяся в объёме $V, [\text{м}^3]$.

Удельный объём – это величина обратная плотности газа:

$$v = \frac{1}{\rho}, \left[\frac{\text{м}^3}{\text{кг}} \right] \quad (5)$$

4. УРАВНЕНИЕ СОСТОЯНИЯ ИДЕАЛЬНОГО ГАЗА

Для химически однородной термодинамической системы (газ, жидкость, изотропное твердое тело) число независимых параметров, однозначно определяющих равновесное состояние системы, будет равно двум из трех (p, v, T), так как любой из этих трех параметров является однозначной функцией двух заданных: $p = f(v, T)$, $v = f(p, T)$, $T = f(p, v)$.

Уравнение, устанавливающее связь между давлением, температурой и удельным объемом среды постоянного состава, называется **термическим уравнением состояния**:

$$f(p, v, T) = 0 \quad (6)$$

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

$$pv = \frac{kN_A}{\mu} T \quad \text{или} \quad pv = RT. \quad (7)$$

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

Уравнение (7) в виде:

$$pv = \frac{\mathfrak{R}}{\mu} T \quad (8)$$

называется уравнением Клапейрона - Менделеева, а величина $\mathfrak{R} = N_A k = 8,31441, [\text{Дж}/(\text{моль} \cdot \text{град})]$ - **универсальной газовой постоянной**.

5. ЭНЕРГИЯ. ЭНТАЛЬПИЯ. ТЕПЛОТА И РАБОТА.

Неотъемлемым свойством материи является движение. Мерой движения является **энергия**. Например, ядерная энергия обусловлена движением субъядерных частиц (нейтрон, протон) внутри ядра; энергия химических связей – это движение электронов образующих общую электронную оболочку молекулы и т.д.

Независимо от вида воздействия на систему (нагрев, охлаждение, химические реакции и т.д.) эти воздействия считаются эквивалентными, если приводят к одинаковому изменению **энергии** системы.

В термодинамике полная энергия системы состоит из кинетической, потенциальной и внутренней энергии:

$$E = E_{\text{кин}} + E_{\text{пот}} + U \quad (9)$$

$E_{\text{кин}} = \frac{mw^2}{2}$ - кинетическая энергия системы как целого, $E_{\text{пот}}$ - потенциальная энергия системы во внешних силовых полях, равная работе сил производимой при перемещении системы из одной точки поля в другую, U - **внутренняя энергия – это сумма всех видов энергии движения частиц составляющих систему.**

Внутренняя энергия является функцией состояния, и не зависит от процесса изменения состояния системы, а определяется лишь значениями ее в конечном и начальном состояниях. Так как состояние однородной системы определяется двумя независимыми переменными, то, выбрав переменные T и v , можно записать:

$$U = f(T, v) \quad (10)$$

Наряду с внутренней энергией, одной из энергетических характеристик термодинамической системы является **тепловая функция или энтальпия.**

Если система находится в абсолютно жесткой оболочке под избыточным давлением по сравнению с окружающей средой, её энергия складывается из внутренней энергии и потенциальной энергии давления в этой системе:

$$E = U + pV = H \quad (11)$$

Эту величину принято называть энтальпией. Энтальпией системы удобно пользоваться в тех случаях, когда в качестве независимых переменных, определяющих состояние системы, выбирают давление p и температуру T :

$$H = f(p, T) \quad (12)$$

Изменение количества энергии в системе может произойти только в том случае, если система вступит во взаимодействие с другой системой и рассматриваемая система передаст часть энергии этой системе или воспримет часть энергии от неё. **Передача энергии возможна двумя путями – посредством работы или теплообмена между системами.** При этом работа может пойти на увеличение любого вида энергии, а теплота (без предварительного преобразования в работу) только на увеличение внутренней энергии системы.

Хотя работа L и теплота Q имеют ту же размерность, что и энергия E - Джоуль, теплота и работа не являются видами энергии и могут проявляться только в процессе взаимодействия рассматриваемой системы с другими системами.

В общем случае элементарная работа может быть выражена в виде:

$$dL = Xdy \quad (13)$$

где: $X, [H]$ - некоторая сила (обобщённая сила), например: $p \cdot S$ сила давления, $m \cdot g$ сила тяжести и т.д.; dy перемещение системы вдоль координаты $y, [m]$.

В общем случае элементарное количество теплоты, переданное или отнятое от системы, может быть выражено в виде:

$$dQ = mc \cdot dT \quad (14)$$

где: $m, [кг]$ - масса системы; $c, [Дж / кг / град]$ - массовая теплоёмкость системы; $dT, [град]$ приращение (изменение) температуры системы $y, [m]$.

6. ТЕПЛОЁМКОСТЬ, ВИДЫ ТЕПЛОЁМКОСТИ

Теплоемкостью системы называется отношение количества теплоты, поглощенной телом в определенном термодинамическом процессе, к изменению его температуры. В зависимости от количественной единицы системы, к которой подводится теплота, различают:

Массовую теплоёмкость, [Дж/кг/град]

$$c = \frac{1}{m} \frac{dQ}{dT} \quad (15)$$

Молярную теплоёмкость, [Дж/моль/град]

$$c_\mu = \frac{\mu}{m} \frac{dQ}{dT} \quad (16)$$

Теплота, подводимая к системе, зависит от вида процесса. В связи с этим различают **теплоёмкость при постоянном давлении** и **теплоёмкость при постоянном объёме** системы:

$$c_p = \frac{1}{m} \left(\frac{dQ}{dT} \right)_p; \quad c_v = \frac{1}{m} \left(\frac{dQ}{dT} \right)_v \quad (17)$$

Для идеального газа можно получить:

$$c_p - c_v = R \quad (18)$$

- это так называемое **уравнение Майера**.

При любом термодинамическом процессе идеального газа изменение его внутренней энергии определяется только изменением его температуры, т. е. $U = f(T)$.

Определим теплоемкость идеального газа исходя из основного уравнения молекулярно-кинетической теории и уравнения состояния идеального газа.

$$p = \frac{2}{3} \frac{1}{\mu v} N_A \underbrace{\frac{m_0 \overline{w^2}}{2}}_U, [\text{Па}] \quad (19)$$

$N_A \frac{m_0 \overline{w^2}}{2}$ - внутренняя энергия поступательного движения всех молекул 1 моля газа.

$$U = \frac{3}{2} \mu RT = \frac{3}{2} \mathcal{R}T = 1,5 \cdot 8314,3 \cdot T = 12500T \quad (20)$$

Полагая, что элементарное количество теплоты, подведенное в процессе при постоянном объёме к 1 молю, газа пойдет на изменение его внутренней энергии, получим:

$$(c_\mu)_v = \left(\frac{dQ}{dT} \right)_v = \left(\frac{dU}{dT} \right)_v = 12500, \left[\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{град}} \right] \quad (21)$$

Из уравнения Майера $c_p - c_v = R$ можно получить:

$$\begin{aligned} (c_\mu)_p - (c_\mu)_v &= \mu \cdot R \\ (c_\mu)_p &= \mu \cdot R + (c_\mu)_v = 20800, \left[\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{град}} \right] \end{aligned} \quad (22)$$

Проверка по экспериментальным данным для **одноатомных газов** подтверждает полученные выводы. $(c_{\mu})_v$, [кДж/моль/град]: Аргон 12,48; Гелий 12,60.

Для **двух- трёх- и многоатомных газов** получается полное несоответствие полученных значений экспериментальным данным. Это объясняется тем, что одноатомный газ достаточно точно соответствует введенному понятию об идеальном газе. Но молекула многоатомного газа представляет собой более сложную систему, где надо учитывать все возможные движения: поступательное и вращательное, колебательное.

7. ГАЗОВЫЕ СМЕСИ

В практике чаще приходится встречаться не с чистыми газами, а с их механическими смесями; одной из самых важных смесей является воздух, представляющий собой смесь азота и кислорода (с небольшой примесью аргона, углекислоты и водяного пара). Большое значение имеют такие газовые смеси, как природный газ (метан и другие углеводороды, углекислота, окись углерода и др.), продукты сгорания топлив (углекислота, азот, водяной пар и т. п.).

По **закону Дальтона** давление смеси идеальных газов равно сумме парциальных давлений её частей. **Парциальное давление** – это давление, которое оказывала бы однородная часть газовой смеси на стенки сосуда в отсутствие других частей (компонентов) смеси.

$$p = \sum_{i=1}^n p_i \quad (23)$$

Закон сохранения массы для смеси газов:

$$m = \sum_{i=1}^n m_i \quad (24)$$

Состав смеси задаётся в виде **массовых** K_i или **мольных** X_i концентраций (долей) компонент смеси:

$$\begin{aligned} K_i &= \frac{m_i}{m}, \left[\frac{\text{кг}}{\text{кг}} \right], \sum_{i=1}^n K_i = 1 \\ M_i &= \frac{m_i}{\mu_i}, \quad M = \sum_{i=1}^n M_i \\ X_i &= \frac{M_i}{M}, \left[\frac{\text{моль}}{\text{моль}} \right], \sum_{i=1}^n X_i = 1 \end{aligned} \quad (25)$$

Молекулярный вес смеси можно определить следующим образом:

$$\mu = \frac{m}{M} = \frac{1}{\sum_{i=1}^n \frac{K_i}{\mu_i}} = \sum_{i=1}^n X_i \mu_i \quad (26)$$

Формула, определяющая **теплоемкость газовой смеси**, составляется по данным о составе смеси и формулам теплоемкости компонента. Если задан массовый состав смеси, то необходимо иметь формулы массовых теплоемкостей компонентов:

$$c = \sum_{i=1}^n K_i c_i \quad (27)$$