

Тема 1. ВВЕДЕНИЕ В «ТЕПЛОТЕХНИКУ». ЗАКОНЫ ТЕРМОДИНАМИКИ

1. Основные параметры состояния термодинамической системы.
2. Понятие внутренней энергии. Первый закон термодинамики.
3. Энтальпия и энтропия
4. Круговой термодинамический процесс. Полезная работа и теплота цикла. Термический КПД.
5. Второй закон термодинамики.
6. Смеси идеальных газов. Закон Дальтона

1. ОСНОВНЫЕ ПАРАМЕТРЫ СОСТОЯНИЯ ТЕРМОДИНАМИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ.

Предмет теплотехники изучает процессы получения, передачи, преобразования и использования теплоты. Также теплотехника изучает теорию и работу систем, машин и аппаратов, в основе которых лежат различные тепловые явления.

В основе теплотехники лежат законы термодинамических систем.

Термодинамическая система представляет совокупность материальных тел, находящихся в механическом и тепловом взаимодействии друг с другом и с окружающими систему внешними телами.

Тела не входящие в данную систему называют окружающей средой.

ГД систему отделяют от окружающей среды контрольной поверхностью.

В качестве рабочего тела в термодинамике рассматривают идеальные и реальные газы.

Идеальными называются газы, у которых отсутствуют взаимодействия между составляющими их частицами (молекулами). Реальные газы при низких давлениях близки к идеальным газам, так как в этих условиях можно пренебречь силами межмолекулярного взаимодействия и объемом самих молекул.

ГД система характеризуется термодинамическими параметрами, из которых основные три это - давление, абсолютная температура и удельный объем.

1) Давление газа – средний результат силового воздействия молекул газа на стенки сосуда (микроударов), и равно отношению нормальной составляющей силы к площади, на которую действует сила. Т.е. давление обусловлено взаимодействием молекул рабочего тела с поверхностью сосуда.

$$p = \frac{2}{3} n \frac{m \cdot w_{CP}^2}{2}, \text{ Па} \quad (1)$$

n – количество молекул в данном объеме

m – масса молекул, кг

w_{CP}^2 – средняя квадратичная скорость поступательного движения молекул

$$1 \text{ Па} = 1 \text{ Н/м}^2$$

$$1 \text{ атм.} = 10^5 \text{ Па} = 760 \text{ мм рт. ст.},$$

$$1 \text{ мм рт. ст.} = 13,5951 \text{ мм вод. ст.}$$

Различают абсолютное, избыточное, атмосферное и вакуумметрическое давления.

$$\left. \begin{aligned} P_{1ABC} &= P_{ATM} - P_{BAK} \\ P_{2ABC} &= P_{ATM} + P_{ИЗБ} \end{aligned} \right\} \quad (2)$$

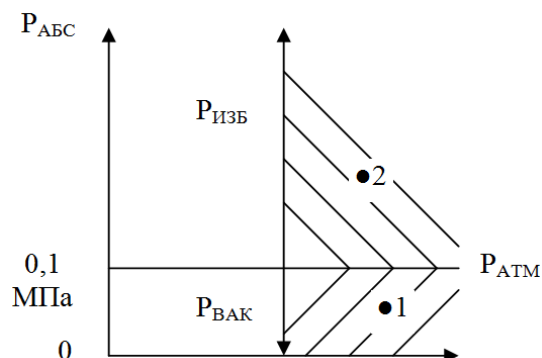


Рис. 1. Шкала давлений

2) Абсолютная температура – мера интенсивности теплового движения молекул, определяется средней кинетической энергией движения молекул.

$$\frac{m \cdot w_{CP}^2}{2} = \frac{3}{2} kT, 1 K \quad (3)$$

T – абсолютная температура, k – постоянная Больцмана ($k = 1,38 \cdot 10^{-23}$ Дж/К)

0 К соответствует точке «теплового покоя» молекул вещества, когда прекращаются все движения молекул и других микрочастиц.

$$0 \text{ } ^\circ K = -273,15 \text{ } ^\circ C \quad \text{или} \quad 273,15 \text{ } K = 0 \text{ } ^\circ C$$

Пересчет температуры из $^\circ C$ в Кельвины производят по формуле:

$$T = 273,15 + t \quad (4)$$

В зависимости от температуры различают три агрегатных состояния вещества: твердое, жидкое и газообразное.

3) Удельный объем – это объем единицы массы вещества, $m^3/\text{кг}$:

$$v = \frac{V}{m} = \frac{1}{\rho} \quad (5)$$

V – фактический объем вещества, m^3 ;

m – масса вещества, кг;

ρ – плотность вещества, $\text{кг}/m^3$.

Если все ТД параметры постоянны во времени и одинаковы во всех точках системы, то такое состояние называют равновесным. Изолированная система с течением времени всегда приходит в состояние равновесия и никогда самопроизвольно выйти из него не может.

У любой ТД системы существует функциональная зависимость между ее параметрами состояния. Эта зависимость называется уравнением состояния: $f(v, p, T)$

Уравнение состояния идеального газа имеет вид:

1) для 1 кг газа:

$$p \cdot v = R \cdot T \quad (6)$$

2) для любой массы газа m :

$$p \cdot V = m \cdot R \cdot T \quad (7)$$

R – индивидуальная газовая постоянная, Дж/кг·К.

Данные уравнения применяются для установления зависимости между основными параметрами состояния, их называют уравнениями Менделеева – Клапейрона.

В термодинамике также рассматривают универсальную газовую постоянную, равную произведению молекулярной массы газа μ на индивидуальную газовую постоянную R :

$$R_\mu = R \cdot \mu = 8314 \text{ Дж/кг} \cdot \text{К} \quad (8)$$

2. ПОНЯТИЕ О ВНУТРЕННЕЙ ЭНЕРГИИ. ПЕРВЫЙ ЗАКОН ТЕРМОДИНАМИКИ

Внутренняя энергия (U) – это энергия, соответствующая хаотическому движению микрочастиц (молекул).

В термодинамике изучают внутреннюю энергию, представляющую совокупную энергию поступательного и вращательного движения молекул, а также энергию межмолекулярного взаимодействия. Т.е. совокупную внутреннюю кинетическую и внутреннюю потенциальную энергии молекул соответственно.

На внутреннюю кинетическую энергию оказывает влияние степень нагрева тела или газа. Чем больше нагрев, тем интенсивнее движение микрочастиц. На внутреннюю потенциальную энергию оказывает влияние удельный объем газа, влияющий на расстояние между молекулами.

Таким образом, внутренняя энергия реального газа определяется его температурой и удельным объемом и является функцией состояния газа.

Изменить внутреннюю энергию тела или газа можно двумя способами:

1. Первый способ обусловлен совершением работы (L), т.е. силовым механическим воздействием одного тела на другое (трение, сжатие, удар).

2. Второй способ связан с наличием разности температур путем непосредственного соприкосновения тел или на расстоянии посредством электромагнитного излучения. Обмен энергии при этом обусловлен хаотически движущимися микрочастицами тел.

Количество тепловой энергии, переданной в форме хаотического движения микрочастиц называется количеством теплоты или теплотой (Q).

1-й закон термодинамики

Согласно закону сохранения энергия не может быть уничтожена или создана, а может быть преобразована из одного вида в другой в различных физических и химических процессах.

В общем случае к телу или системе может быть подведено количество теплоты и данная система совершит некоторую механическую работу. За счет подведенной теплоты общая энергия возрастает, а за счет совершенной работы – уменьшается:

$$Q = \Delta U + L \quad (9)$$

Для 1 кг газа: $q = \Delta u + l, \text{ Дж/кг} \quad (10)$

1-й закон термодинамики определяет условия преобразования теплоты в работу, он гласит:

рабочее тело не может совершить работы больше, чем было подведено теплоты.

Тепловой двигатель, который работал бы вопреки 1-му закону ТД, называется вечным двигателем 1 рода.

Первая форма записи I закона ТД в дифференциальной форме имеет вид:

$$dq = du + dl = du + p \cdot dv \quad (11)$$

3. ЭНТАЛЬПИЯ И ЭНТРОПИЯ

Понятие энтальпии

Энтальпией H называется функция состояния термодинамической системы, равная сумме ее внутренней энергии U и произведения давления p на объем системы V :

$$H = U + p \cdot V, \text{ Дж} \quad (12)$$

Для системы, содержащей 1 кг рабочего тела, удельная энтальпия равна:

$$h = u + p \cdot v, \text{ Дж/кг} \quad (13)$$

Энтальпию также называют тепловой функцией и теплосодержанием — это термодинамический потенциал, характеризующий состояние системы в термодинамическом равновесии при выборе в качестве независимых переменных давления, энтропии и числа частиц.

Проще говоря, энтальпия — это та внутренняя энергия тела, которая доступна для преобразования в теплоту при определенном постоянном давлении.

Энтальпию часто используют в термодинамических и теплотехнических расчетах.

Величины, входящие в уравнения (12) и (13) — это функции состояния, и поэтому энтальпия — тоже является функцией состояния. Из чего следует, что изменение энтальпии в процессе не зависит от его характера, а определяется только начальным и конечным состояниями системы:

$$\Delta h = \int_1^2 dh = h_2 - h_1 \quad (14)$$

Существует другая форма записи 1-го закона термодинамики с учетом энтальпии:

$$dh = du + p \cdot dv + v \cdot dp = dq + v \cdot dp \quad (15)$$

Понятие энтропии

На простом языке энтропия означает «мера неорганизованности» или «мера беспорядка, хаоса». Обратной величиной энтропии является информация. Чем больше информации и организованности в системе - тем меньше ее энтропия.

Например, есть у нас горячий водяной пар. В нем происходит беспорядочное движение молекул (хаос), энтропия близка к 100 %. Охлаждаем пар, и из него выделяется энергия. Количество беспорядка хоть и не уменьшается, но зато уменьшается скорость движения молекул пара, и они получают меньше противодействия при столкновениях. При дальнейшем охлаждении увеличивается взаимное притяжение молекул, и они начинают соединяться в другую, более сложную структуру – жидкость. При переходе из пара в жидкость выделяется некоторое дополнительное количество энергии, большее, чем при простом охлаждении. Жидкость более организованная система, чем пар, поэтому энтропия у жидкости меньше чем у пара.

Если дальше продолжать охлаждать жидкость, то она превращается в лед, у которого энтропия еще меньше чем у жидкости, т.к. молекулы теряют подвижность и соединяются в другую более организованную структуру (кристаллическую решетку).

Из этого наблюдения можно вывести закон сохранения энтропии, она никуда не исчезает, она перераспределяется. Элементы, включаемые в систему, отдают свою энтропию элементам, выталкиваемым из системы. Если система закрытая, то выталкивать энтропию некуда, и она остается внутри системы, со временем равномерно распределяясь по всем элементам.

Математически энтропия представляет собой отношение изменения количества теплоты к абсолютной температуре:

$$\frac{dQ}{T} = dS \quad (16)$$

где T — термодинамическая (абсолютная) температура; S — энтропия, Дж/К

Для системы, включающей 1 кг рабочего тела получим:

$$\frac{dq}{T} = ds \quad (17)$$

где s — удельная энтропия, Дж/(кг·К).

С учетом энтропии и двух уравнений записи 1-го закона ТД можно вывести термодинамическое тождество:

$$\underbrace{T \cdot ds}_{=dq} = \underbrace{du + p \cdot dv}_{=dq} = \underbrace{dh - v \cdot dp}_{=dq} \quad (18)$$

4. КРУГОВОЙ ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЙ ПРОЦЕСС. ПОЛЕЗНАЯ РАБОТА И ТЕПЛОТА ЦИКЛА. ТЕРМИЧЕСКИЙ КПД

В любом разомкнутом термодинамическом процессе при подводе теплоты и при увеличении объема совершается положительная работа L , которая равна:

$$L = \int_{V_1}^{V_2} p dV = p(V_2 - V_1), \text{ Дж} \quad (19)$$

где V_1 и V_2 – соответственно начальный и конечный объемы рабочего тела.

Так как процесс расширения газа не может продолжаться бесконечно в каком-либо устройстве, следовательно, возможность преобразования теплоты в работу ограничена.

Непрерывное преобразование теплоты в работу осуществляется только в круговом процессе или цикле (рис. 2).

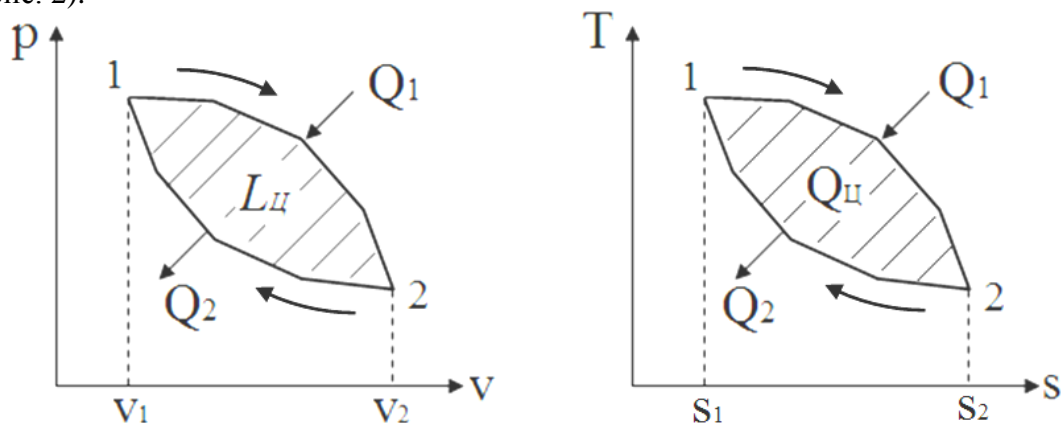


Рис. 2. Преобразование теплоты в работу в круговом процессе

Круговой процесс это процесс изменения состояния газа, параметры которого периодически изменяются, но в конечном итоге возвращаются в первоначальное состояние.

Цикл работает следующим образом: точки 1 до точки 2 (верхняя линия) происходит расширение рабочего тела при подводе теплоты Q_1 , при этом совершается положительная работа L_1 . Затем от точки 2 до точки 1 происходит сжатие рабочего тела, при этом совершается отрицательная работа L_2 и в окружающую среду отводится количество теплоты Q_2 .

Каждый элементарный процесс, входящий в цикл, осуществляется при подводе или отводе теплоты dQ , сопровождается совершением или затратой работы dL , увеличением или уменьшением внутренней энергии dU . При этом всегда выполняется условие:

$$dQ = dU + dL, \text{ Дж} \quad (20)$$

Без подвода теплоты, когда $dQ = 0$ внешняя работа может совершаться только за счет внутренней энергии системы dU .

Обозначим сумму положительных работ элементарных процессов цикла через L_1 , а сумму отрицательных работ - через L_2 .

Тогда полезная работа, совершенная рабочим телом в цикле будет равна:

$$L_{ц} = L_1 - L_2 \quad (21)$$

Обозначим сумму всей подведенной теплоты в цикле через Q_1 , а сумму отведенной теплоты – через Q_2 .

Тогда полезная теплота, превращенная в цикле в работу будет равна:

$$Q_{ц} = Q_1 - Q_2 = L_{ц} \quad (22)$$

Отношение полезно используемой теплоты $Q_{Ц}$ к затраченной теплоте Q_1 называется термическим КПД цикла, который всегда меньше единицы:

$$\eta_T = \frac{Q_{Ц}}{Q_1} = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1} = 1 - \frac{Q_2}{Q_1} < 1 \quad (23)$$

5. ВТОРОЙ ЗАКОН ТЕРМОДИНАМИКИ

В природе естественные процессы всегда направлены в сторону достижения системой равновесного состояния (механического, теплового или любого другого). Это явление отражено вторым законом термодинамики, согласно которому теплота самопроизвольно может переходить только от тела с большей температурой к телу с меньшей температурой. Для осуществления обратного процесса должна быть затрачена определенная работа.

В связи с этим Клаузиус в 1850 г. сформулировал второй закон термодинамики: **невозможен процесс, при котором теплота переходила бы самопроизвольно от тел более холодных к телам более теплым** (постулат Клаузиуса).

Второй закон термодинамики также определяет условия, при которых теплота может, как угодно долго преобразовываться в работу, т.е. определяет условия работы теплового двигателя.

Особенностью работы теплового двигателя является то, что вся затраченная теплота Q_1 не может быть полностью превращена в работу, так как некоторое количество теплоты Q_2 обязательно передается холодному теплоприемнику.

Таким образом, для совершения цикла теплового двигателя необходимо иметь два источника теплоты: один с высокой температурой, другой с низкой.

Т.о. для совершения работы теплового двигателя невозможно постоянно подводить теплоту к рабочему телу от горячего источника. А нужно периодически отводить тепло от рабочего тела к холодному приемнику, чтобы параметры состояния рабочего тела возвращались к исходным значениям.

На основе этого М. Планк предложил другую формулировку II закона ТД: **невозможно построить периодически действующую машину, все действие которой сводилось бы к поднятию некоторого груза и охлаждению теплового источника.**

Тепловую машину, которая действовала бы вопреки II-му закону ТД, В.Ф. Оствальд назвал **вечным двигателем второго рода** (в отличие от вечного двигателя первого рода, работающего вопреки закону сохранения энергии).

6. СМЕСИ ИДЕАЛЬНЫХ ГАЗОВ. ЗАКОН ДАЛЬТОНА

Под газовой смесью понимают механическую смесь химически не взаимодействующих между собой газов.

В смеси каждый газ ведет себя так, как если бы других газов рядом не было. Т.е. равномерно распространяется по всему объему смеси, оказывает на стенки сосуда свое давление и подчиняется своему уравнению состояния.

Давление газа в смеси называется парциальным – это давление, которое газ оказывает на стенки сосуда, как если бы других газов рядом не было.

Давление газовой смеси определяется на основе закона Дальтона. Данный закон гласит:

«При отсутствии химической реакции, давление газовой смеси равно сумме парциальных давлений газов, из которых состоит смесь»:

$$P_{CM} = P_1 + P_2 + \dots + P_n = \sum_1^n P_i \quad (24)$$

$P_{1,2,\dots,n}$ – парциальные давления газов, составляющих данную смесь, Па;

Газовая смесь может быть задана массовым или объемным составом.

А) При массовом способе газовую смесь задают с помощью массовых долей газов, входящих в смесь. Массовая доля газа определяется как отношение массы отдельного компонента к массе всей газовой смеси:

$$g_1 = \frac{m_1}{m_{CM}} \quad g_2 = \frac{m_2}{m_{CM}} \quad g_n = \frac{m_n}{m_{CM}} \quad (25)$$

где m_1, m_2, \dots, m_n – массы компонентов в смеси;
 m_{CM} – масса всей смеси

$$g_1 + g_2 + \dots + g_n = 1 \quad (26)$$

Б) При объемном способе газовую смесь задают с помощью объемных долей газов, входящих в смесь. Объемная доля газа определяется как отношение объема отдельного компонента к объему всей газовой смеси:

$$r_1 = \frac{V_1}{V_{CM}} \quad r_2 = \frac{V_2}{V_{CM}} \quad r_n = \frac{V_n}{V_{CM}} \quad (27)$$

где V_1, V_2, \dots, V_n – объемы компонентов в смеси;
 V_{CM} – объем всей смеси

$$r_1 + r_2 + \dots + r_n = 1 \quad (28)$$

Для решения практических задач по газовым смесям введено понятие о кажущейся молекулярной массе газовой смеси:

$$\mu_{CM} = \sum_1^n r_i \cdot \mu_i = \frac{1}{\sum \frac{g_i}{\mu_i}} \quad (29)$$

Таблица 1.

ФОРМУЛЫ ДЛЯ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ ПО ГАЗОВЫМ СМЕСЯМ

Способы задания смеси	Пересчет из одного состава в другой	Плотность и удельный объем смеси	Молекулярная масса смеси	Газовая постоянная	Парциальное давление
<p>Массовый способ</p> $\sum g_i = 1$ $g_i = \frac{m_i}{m_{CM}}$	$r_i = \frac{g_i / \mu_i}{\sum \frac{g_i}{\mu_i}}$	$\rho_{CM} = \frac{1}{\sum \frac{g_i}{\rho_i}}$ $v_{CM} = \frac{1}{\rho_{CM}}$	$\mu_{CM} = \frac{1}{\sum \frac{g_i}{\mu_i}}$	$R_{CM} = \frac{8314}{\mu_{CM}}$ $R_{CM} = \sum g_i \cdot R_i$	$P_i = g_i \frac{R_i}{R_{CM}} P_{CM}$
<p>Объемный способ</p> $\sum r_i = 1$ $r_i = \frac{V_i}{V_{CM}}$	$g_i = \frac{r_i \cdot \mu_i}{\sum r_i \cdot \mu_i}$	$\rho_{CM} = \sum r_i \cdot \rho_i$ $v_{CM} = \frac{1}{\rho_{CM}}$	$\mu_{CM} = \sum r_i \cdot \mu_i$	$R_{CM} = \frac{8314}{\mu_{CM}}$	$P_i = r_i \cdot P_{CM}$

Где μ_i и ρ_i – молекулярная масса и плотность отдельного газа, входящего в смесь;
 R_i – газовая постоянная отдельного газа, входящего в смесь.