

Тема: ВВЕДЕНИЕ В «ТЕПЛОТЕХНИКУ». ЗАКОНЫ ИДЕАЛЬНЫХ ГАЗОВ

1. Основные параметры состояния термодинамической системы.
2. Уравнение состояния идеального газа.
3. Смеси идеальных газов. Закон Дальтона
4. Первый закон термодинамики.
5. Второй закон термодинамики

1. ОСНОВНЫЕ ПАРАМЕТРЫ СОСТОЯНИЯ ТЕРМОДИНАМИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ. УРАВНЕНИЕ СОСТОЯНИЯ ИДЕАЛЬНОГО ГАЗА.

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.

Тела не входящие в данную систему называют окружающей средой.

ТД 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.

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

- 1) Давление – средний результат силового воздействия молекул газа на стенки сосуда, 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:

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

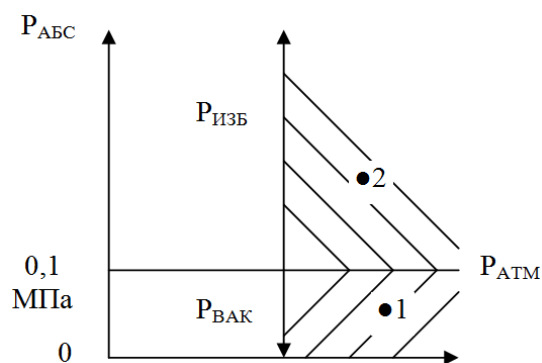


Рис. 1. Шкала давлений

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

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

T – абсолютная температура;

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

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

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

Пересчет температуры из $^\circ\text{C}$ 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, $\text{м}^3/\text{кг}$:

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

V – фактический объем вещества, м^3 ;

m – масса вещества, кг;

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

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.

2. УРАВНЕНИЕ СОСТОЯНИЯ ИДЕАЛЬНОГО ГАЗА.

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 :

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

3. 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.

Парциальное давление – это давление газа в смеси, которое он 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».

$$P_{CM} = P_1 + P_2 + \dots + P_n = \sum_1^n P_i \quad (9)$$

$P_{1,2,\dots,n}$ – 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:

$$g_1 = \frac{m_1}{m_{CM}} \quad g_2 = \frac{m_2}{m_{CM}} \quad g_n = \frac{m_n}{m_{CM}} \quad (10)$$

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

$$g_1 + g_2 + \dots + g_n = 1 \quad (11)$$

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:

$$r_1 = \frac{V_1}{V_{CM}} \quad r_2 = \frac{V_2}{V_{CM}} \quad r_n = \frac{V_n}{V_{CM}} \quad (12)$$

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

$$r_1 + r_2 + \dots + r_n = 1 \quad (13)$$

4. 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.

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

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.

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

рабочее тело не может совершить работы больше, чем было подведено теплоты. Т.е. невозможно получить двигатель, совершающий работу без затраты энергии, а именно вечный двигатель 1 рода.

ПОНЯТИЕ ОБ ЭНТАЛЬПИИ

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

$$H = U + p \cdot V, \text{ Дж} \quad (14)$$

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.

ПОНЯТИЕ ОБ ЭНТРОПИИ

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

Например, есть у нас горячий газ. В нем происходит беспорядочное движение молекул (хаос), энтропия близка к 100 %. Охлаждаем газ, и из него выделяется энергия. Количество беспорядка хоть и не уменьшается, но зато уменьшается скорость движения молекул газа, 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 газа в жидкость выделяется некоторое дополнительное количество энергии, большее, чем при простом охлаждении. Жидкость более организованная система, чем газ, поэтому энтропия у жидкости меньше чем у газа.

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).

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

$$\frac{dQ}{T} = dS \quad (15)$$

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

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).