

Термодинамика – это наука о свойствах энергии в различных ее видах, а также о закономерностях перехода энергии от одних тел к другим и из одного вида в другой.

Тема № 1

1.1 Основные понятия термодинамики

Фундаментальными понятиями термодинамики являются теплота и работа.

Совокупность тел, участвующих в процессах передачи энергии, рассматриваемая в энергетическом взаимодействии с внешней средой, называется *термодинамической системой*.

Энергия, запасом которой обладает всякое тело, в общем случае состоит из

внешней энергии, присущей всему телу в целом, и
внутренней энергии, присущей самим молекулам, из которых состоит тело.

Суммарный запас кинетической и потенциальной энергий всех молекул тела образует его внутреннюю или *тепловую энергию*, обозначаемую в дальнейшем буквой U .

У газов размеры молекул исчезающе малы по сравнению с расстоянием между ними и силы взаимного притяжения ничтожны (*идеальные газы*).

Пары в термодинамике относятся к *реальным газам* и их свойства изучаются с учетом сил взаимного притяжения молекул.

1.2 Основные параметры состояния рабочего тела

Удельный объем газа – объем, занимаемый 1 кг данного газа. Так, если масса всего газа равна M кг, а полный объем V м³, то удельный объем его составляет

$$J = \frac{V}{M}, \text{ м}^3/\text{кг} \quad (1.1)$$

Величина, обратная удельному объему, т.е. масса газа, заключенная в 1 м³ его, называется *плотностью*

$$r = \frac{M}{V}, \text{ кг/м}^3 \quad (1.2)$$

Абсолютное давление газа является средним результатом ударов молекул о поверхность, ограничивающую объем, занимаемый газом. Оно представляет собой силу, отнесенную к единице площади этой поверхности и действующую со стороны газа в направлении, нормальном по отношению к ней.

Давление земной атмосферы зависит от высоты и метеорологических условий в данный момент. В среднем над уровнем моря оно равно 760 мм.рт.ст. Эта величина называется *нормальным давлением*.

Абсолютная температура газа является мерой интенсивности хаотического движения его молекул и измеряется в градусах.

$$\frac{m\omega^2}{2} \sim T, \quad (1.3)$$

где m – масса одной молекулы;

ω – средняя квадратичная скорость поступательного движения молекул;

1.3 Термическое уравнение состояния рабочего тела

Наиболее естественным является такое состояние газа, при котором удельный объем, давление и температура, а вместе с ними и все остальные параметры, имеют одинаковое значение во всех точках объема, занимаемого газом.

Такое термодинамическое состояние газа называется *равновесным*.

Всякий реальный процесс перехода газа из одного состояния в другое неизбежно связан с нарушением термодинамического равновесия, и *каждое из промежуточных состояний его является неравновесным*.

Каждое из промежуточных состояний газа характеризуется конкретными значениями параметров p , J и T . Они связаны между собой однозначной зависимостью:

$$f(p, J, T) = 0,$$

которое называется *термическим уравнением состояния*.

1.4 Работа изменения объема рабочего тела

Всякое изменение объема газа сопровождается совершением работы. При расширении газ совершает работу против внешних сил, при сжатии внешние силы совершают работу над газом.

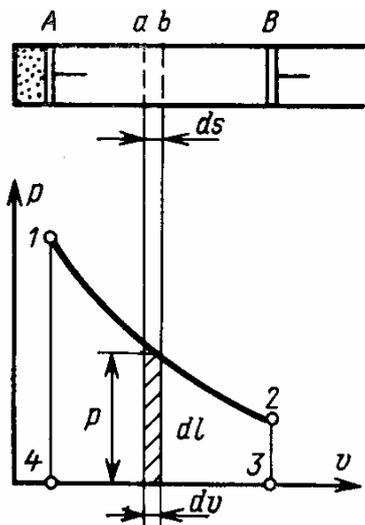
Элементарная работа газа на участке $a-b$:

$$dl = pF \cdot ds ,$$

где F – площадь поршня и, следовательно, pF – сила, действующая на поршень.

С другой стороны, $Fds = dJ$, следовательно,

$$dl = p \cdot dJ , \text{ кДж/кг} \quad (1.4)$$

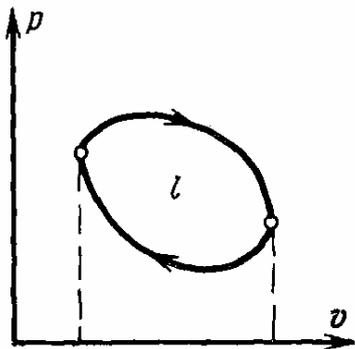


Суммарная работа, совершаемая газом в процессе 1–2, составит:

$$l = \int_{J_1}^{J_2} p dJ, \text{ кДж/кг} \quad (1.5)$$

Работа является *функцией процесса* и при одинаковых начальных и конечных состояниях газа может быть различной в зависимости от того, по какому пути совершается этот процесс.

Отсюда вытекает, что работа *не является функцией состояния*.



Если по завершении процесса в двигателе поршень возвращается в исходное положение, а газ – в исходное состояние, то в цилиндре осуществляется термодинамический цикл, изображаемый в pJ -диаграмме замкнутой кривой

1.5 Уравнение состояния идеальных газов

Основное уравнение кинетической теории газов:

$$p = \frac{2}{3} n \frac{m\omega^2}{2} = nkT, \quad (1.6)$$

где p – давление газа;

n – число молекул;

m – масса молекул;

ω – средняя скорость молекул.

Число молекул в одном килограмме газа z , тогда:

$$n = \frac{z}{J} \quad \text{и тогда} \quad pJ = zkT$$

Для двух произвольных состояний газа:

$$p_1 J_1 = zkT_1 \quad \text{и} \quad p_2 J_2 = zkT_2$$

а затем:

$$\frac{p_1 J_1}{T_1} = \frac{p_2 J_2}{T_2} \tag{1.7}$$

Очевидно, что величина

$$R = \frac{pJ}{T}$$

имеет одно и то же значение для любого состояния газа.

$$[R] = \left[\frac{pJ}{T} \right] = \frac{Н \cdot м^3}{м^2 \cdot кг \cdot град} = \frac{Дж}{кг \cdot град}.$$

Таким образом

$$pJ = RT \quad (1.8)$$

представляет собой *термическое уравнение состояния идеального газа*.

Умножая обе части равенства на массу газа M :

$$pV = MRT \quad (1.9)$$

1.6 Смеси идеальных газов

Для всей смеси в целом основное уравнение кинетической теории газов

$$p_{см} = \frac{2}{3} n_{см} \frac{m\overline{w}^2}{2},$$

где $m\overline{w}^2 / 2$ – средняя кинетическая энергия молекул для всей смеси в целом, может быть представлено в виде формулы

$$p_{см} = \frac{2}{3} (n_1 + n_2 + \dots) \frac{m\overline{w}^2}{2}.$$

Учитывая, что все компоненты находятся при одной и той же температуре, из уравнения Больцмана имеем:

$$\frac{mW^2}{2} = \frac{m_1w_1^2}{2} = \frac{m_2w_2^2}{2} = \dots,$$

откуда следует закон Дальтона:

$$p_{см} = \frac{2}{3}n_1 \frac{m_1w_1^2}{2} + \frac{2}{3}n_2 \frac{m_2w_2^2}{2} + \dots$$

Из закона Бойля – Мариотта:

$$\frac{V_K}{V_{см}} = \frac{P_K}{P_{см}},$$

где V_K – приведенный объем, который занял бы компонент, находясь отдельно от других компонентов при давлении и температуре смеси.

Последнее выражение можно записать в таком виде

$$P_K V_{см} = P_{см} V_K.$$

Составляя такие выражения для каждого из компонентов, а затем складывая их левые и правые части, получаем

$$V_{см}(p_1 + p_2 + \dots) = p_{см}(V_1 + V_2 + \dots)$$

и, производя сокращение на основании закона Дальтона, находим окончательно

$$V_{см} = V_1 + V_2 + \dots = \sum V_k$$

т.е. объем газовой смеси равен сумме приведенных объемов ее компонентов.

Газовая смесь характеризуется своим мольным (Z_k), объемным (r_k) или массовым составом (m_k).

Для пересчета объемного состава в массовый и наоборот введено понятие о средней (кажущейся) молекулярной массе смеси m_{CM} .

Общая масса смеси идеальных газов

$$M_{см} = M_1 + M_2 + \dots$$

Масса компонента смеси $M_K = m_K Z_K$,

Для однородного газа $M_{см} = m_{см} Z_{см}$.

Отсюда
$$m_{см} = m_1 \frac{Z_1}{Z_{см}} + m_2 \frac{Z_2}{Z_{см}} + \dots = m_1 z_1 + m_2 z_2 + \dots,$$

где $z_1, z_2 \dots$ – мольные доли компонентов смеси.

Также, среднюю молекулярную массу смеси можно выразить через молекулярные массы компонентов и их объемные доли:

$$m_{см} = m_1 r_1 + m_2 r_2 + \dots$$

Пересчет объемного состава на массовый и наоборот производится на основе следующих соотношений между объемными и массовыми долями компонентов:

$$m_K = \frac{M_K}{M_{CM}} = \frac{m_K Z_K}{m_{CM} Z_{CM}} = \frac{m_K}{m_{CM}} r_K = \frac{m_K}{m_{CM}} z_K$$

$$r_K = \frac{V_K}{V_{CM}} = \frac{Z_K}{Z_{CM}} = \frac{Z_K}{Z_1 + Z_2 + \dots} = \frac{\frac{M_K}{m_K}}{\frac{M_1}{m_1} + \frac{M_2}{m_2} + \dots} = \frac{\frac{m_K}{m_K}}{\frac{m_1}{m_1} + \frac{m_2}{m_2} + \dots}$$

Уравнение состояния для всей смеси в целом имеет вид

$$p_{см}V_{см} = M_{см}R_{см}T_{см},$$

а для каждого из компонентов может быть записано так:

$$p_1V_{см} = M_1R_1T_{см};$$

$$p_2V_{см} = M_2R_2T_{см}$$

...

Учитывая, что $p_{см}V_{см} = p_1V_{см} + p_2V_{см} + \dots$,

получаем $M_{см}R_{см} = M_1R_1 + M_2R_2 + \dots$

или
$$R_{см} = \frac{M_1}{M_{см}} R_1 + \frac{M_2}{M_{см}} R_2 + \dots$$

и окончательно $R_{см} = m_1R_1 + m_2R_2 + \dots$

$$R_{cm} = \frac{(mR)_{cm}}{m_{cm}} = \frac{8314}{m_{cm}}, \text{ Дж/(кг·град)}$$