

План лекции:

1. Взаимодействие системы с окружающей средой
2. Уравнение первого закона термодинамики
3. Анализ уравнения первого закона термодинамики
4. Термодинамические процессы (равновесие и обратимость)

1. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ СИСТЕМЫ С ОКРУЖАЮЩЕЙ СРЕДОЙ

Рассмотрим **закрытую термодинамическую систему**. При взаимодействии системы с окружающей средой, в ходе термодинамического процесса её состояние изменится; это изменение состояния вызовет изменение внутренней энергии, которое определяется разностью:

$$\Delta U = U_2 - U_1 \quad (1)$$

Если система заключена в **абсолютно жесткую и теплоизолированную оболочку**, то она изолирована от внешней среды и не может обмениваться с окружающей средой энергией ни в форме теплоты, ни в форме механической работы. В этом случае на основании закона сохранения энергии можно утверждать, что запас внутренней энергии такой системы постоянен:

$$\Delta U = 0 \quad (2)$$

Если система находится в **абсолютно жесткой оболочке, но не является теплоизолированной**, то может происходить теплообмен с окружающей средой. Система может получить энергию путем непосредственного перехода ее от других тел без совершения при этом механической работы. Полученную таким образом энергию Борн назвал количеством теплоты Q . Количество теплоты, полученное системой из окружающей среды, увеличит на такую же величину ее внутреннюю энергию:

$$\Delta U = Q \quad (3)$$

В термодинамике принято теплоту, полученную системой, считать положительной, а отдаваемую — отрицательной.

Если система находится в **свободно расширяющейся теплоизолированной оболочке**, то вследствие увеличения объема система воздействует на окружающую среду, преодолевая внешнее давление, или, наоборот, уменьшает свой объем под влиянием внешнего давления. При расширении системы ею производится работа вследствие убыли внутренней энергии системы, а при сжатии работа внешних сил идет на увеличение внутренней энергии системы.

$$\Delta U = -L \quad (4)$$

Принято работу, производимую системой, считать положительной, а работу, расходуемую окружающей средой на сжатие системы, — отрицательной.

Если в процессе взаимодействия системы и окружающей среды возможна передача энергии, как в виде теплоты, так и в виде механической работы, то уравнение происходящего процесса имеет вид:

$$\Delta U = Q - L \quad (5)$$

2. УРАВНЕНИЕ ПЕРВОГО ЗАКОНА ТЕРМОДИНАМИКИ

Уравнение первого закона термодинамики выражает те изменения, которые вызываются в термодинамической системе при подводе к ней некоторого количества энергии. Предположим, что взаимопреобразование происходит в закрытой системе только между теплотой и механической работой. Изменением потенциальной энергии, связанной с положением тела, пренебрегаем. Тело считаем неподвижным.

Если системе массой m , сообщить некоторое количество теплоты dQ , то это приведёт к изменению её температуры и объема. При этом изменится внутренняя энергия системы, dU и газ совершит работу против внешних сил dL . Запишем дифференциальное уравнение баланса энергии:

$$dQ = dU + dL$$

или

$$\boxed{dQ = dU + p \cdot dV}$$

или на единицу массы, как:

$$mdq = m \cdot du + mp \cdot dv$$

или

$$\boxed{dq = du + p \cdot dv}$$

Т.к. внутренняя энергия однозначно определяется двумя параметрами системы (см. Лекцию №2), то полный дифференциал u можно записать в следующем виде:

$$du = \left(\frac{\partial u}{\partial T} \right)_v dT + \left(\frac{\partial u}{\partial v} \right)_T dv$$

Подставляя полученное выражение в первое начало термодинамики, получим:

$$\boxed{dq = \left(\frac{\partial u}{\partial T} \right)_v dT + \left(\left(\frac{\partial u}{\partial v} \right)_T + p \right) dv}$$

Из свойств **идеального газа** следует, что внутренняя энергия газа зависит только от температуры, значит $\left(\frac{\partial u}{\partial v} \right)_T = 0$. Из **определения массовой теплоёмкости в процессе с**

постоянным объёмом $v = \text{const}$, $dv = 0$ следует $c_v = \left(\frac{du}{dT} \right)_v$. Используя (9) первый закон можно записать так:

$$\boxed{dq = c_v dT + pdv}$$

Прибавим и отнимем в выражении (7) член vdv , тогда:

$$dq = du + pdv + vdv - vdv$$
$$dq = d(u + pv) - vdv$$

$$\boxed{dq = dh - vdp}$$

где: h , [Дж/кг] - удельная энтальпия газа.

Т.к. энтальпия однозначно определяется двумя параметрами системы (см. Лекцию №2), то полный дифференциал h можно записать в следующем виде:

$$dh = \left(\frac{\partial h}{\partial T} \right)_p dT + \left(\frac{\partial h}{\partial p} \right)_T dp \quad (12)$$

По аналогии для процесса с постоянным давлением можно получить:

$$\boxed{dq = c_p dT - v dp} \quad (13)$$

Используя запись первого закона термодинамики в форме (10) и (13) можно показать справедливость уравнения Майера для идеального газа. Для процесса с постоянным давлением следует:

$$\begin{aligned} dq &= c_p dT \\ \text{и} \\ dq &= c_v dT + p dv \end{aligned} \quad (14)$$

Приравнивая эти соотношения, получим:

$$\begin{aligned} (c_p - c_v) dT &= p dv \\ \text{или} \\ c_p - c_v &= p \left(\frac{dv}{dT} \right)_p \end{aligned} \quad (15)$$

Последнее слагаемое из уравнения состояния идеального газа можно привести к виду:

$$p \left(\frac{dv}{dT} \right)_p = p \left(\frac{d}{dT} \frac{RT}{p} \right) = R \quad (16)$$

Отсюда:

$$c_p - c_v = R \quad (17)$$

3. АНАЛИЗ УРАВНЕНИЯ ПЕРВОГО ЗАКОНА ТЕРМОДИНАМИКИ

В математическое выражение первого закона термодинамики входят величины, характеризующие тепловое состояние рабочего тела (термодинамической системы) и изменение его в термодинамическом процессе.

Внутренняя энергия и энтальпия определяют запас энергии в рабочем теле (системе) и имеют в каждом состоянии вполне определенное значение.

Обе величины являются функциями от параметров состояния, а du и dh полными дифференциалами этих функций. **Изменение этих величин в процессе равно разности их значений в конечном и начальном состояниях.**

Можно считать, что внутренняя энергия и энтальпия определяются с точностью до некоторой постоянной:

$$\begin{aligned} U &= \int (dQ - p dV) + U_0 \\ H &= \int (dQ + V dp) + H_0 \end{aligned} \quad (18)$$

Для газа с постоянной теплоёмкостью изменение внутренней энергии и энтальпии в процессе можно рассчитать следующим образом:

$$\begin{aligned} \Delta U &= mc_v (T_2 - T_1) \\ \Delta H &= mc_p (T_2 - T_1) \end{aligned} \quad (19)$$

Внутренняя энергия и энтальпия являются **аддитивными величинами**.

В процессе изменения состояния рабочее тело, увеличивая свой объем, производит работу по преодолению внешних сил, действующих на него. Такая работа носит название **работы расширения**.

Если в процессе изменения состояния газ уменьшает свой объем, то это происходит под воздействием внешнего давления, и работу, совершаемую над газом, называют **работой сжатия**.

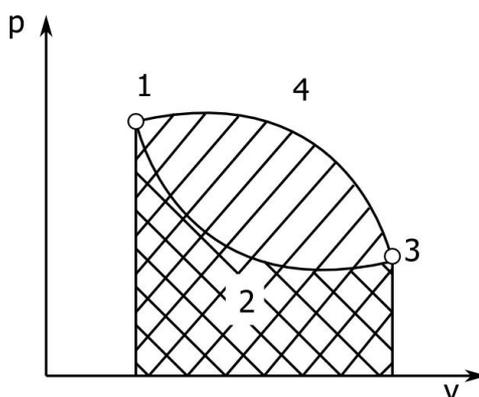
Работа газа определяется уравнением:

$$dL = pdV$$

или (20)

$$L = \int_1^2 pdV = \int_{V_1}^{V_2} p(V) dV$$

Если взять систему координат $p-V$, то процесс, определяемый условием $p = f(V)$, изобразится в виде кривой 1-2-3. Работа газа в процессе изменения состояния от точки 1 до точки 3 - площадью, под кривой процесса 1-2-3. Работа расширения положительна. Для процесса, изображенного кривой 1-4-3, работа будет определяться площадью под этой кривой. Работа сжатия отрицательна. Если в процессе система возвращается в своё первоначальное состояние, то работа системы в процессе будет являться площадью замкнутого цикла.



В **реальных условиях** при сжатии газа в цилиндре компрессора к поршню необходимо прикладывать большее давление, чем давление необходимое для сжатия газа, для возможности движения поршня со скоростью, отличной от нуля, так как при сжатии газа обязательно имеет место трение, неравновесность и турбулизация. В результате при сжатии необходимо совершить большую работу, чем в идеальном (обратимом, равновесном) процессе.

Наоборот, в процессе расширения газа действительная работа будет меньше, чем полученная в идеальном (обратимом, равновесном) процессе.

Разница между действительной работой и работой в идеальных процессах называется **работой диссипации**. При дальнейшем изложении будем рассматривать только работу в обратимых и равновесных процессах.

4. ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ (РАВНОВЕСИЕ И ОБРАТИМОСТЬ)

Уравнение состояния справедливо только для газа, находящегося в равновесии. В этом случае температура и давление одинаковы во всем объеме газа. Если **газ не изолирован от внешней среды**, то равновесное состояние возможно только при условии

полного равновесия с окружающей средой. Достаточными условиями термомеханического равновесия являются:

1) равенство давлений газа и окружающей среды; при равенстве давлений газ не изменяет объема и, следовательно, передача энергии путем работы отсутствует. Это равенство давлений обеспечивает **механическое равновесие**;

2) равенство температур газа и среды; при равенстве температур, т. е. при **термическом равновесии**, не возникает передача энергии путем теплообмена.

Всякий термодинамический процесс может возникнуть только при нарушении механического или термического равновесия, т. е. при сжатии или расширении газа, при нагреве или охлаждении газа.

В неравновесном состоянии в газе возникают конвекционные токи, вызываемые разностью температур, и вихревые движения, вызываемые разностью давлений. Уравнение состояния не может быть применено до тех пор, пока газ не придет в состояние равновесия. Для того чтобы во время этих изменений уравнение состояния было бы справедливо, необходимо, чтобы газ во всей своей массе имел одинаковые давления и температуры, а для этого необходимо, чтобы изменения его состояния происходили очень медленно (бесконечно медленно).

Процессы, происходящие при бесконечно малых разностях давлений и температур, называются **равновесными процессами**, а так как они протекают бесконечно медленно, то их называют иногда **квазистатическими**.

Равновесные процессы могут одинаково идти в противоположных направлениях, так как для изменения направления достаточно только на бесконечно малую величину изменить давление или температуру газа или окружающей среды. Такое свойство равновесных процессов называется **обратимостью**.

При обратном направлении обратимого процесса газ последовательно проходит те же состояния, которые он проходил в прямом процессе.

Вышесказанное приводит к заключению, что для полной обратимости процесса необходимы следующие условия: **механическое равновесие; термическое равновесие; отсутствие диссипативных эффектов, таких, как трение, турбулентность и т. п.**

Обратимые процессы - это чисто теоретические процессы; действительные процессы всегда в большей или меньшей степени необратимы, т. е. они могут идти самостоятельно только в одном направлении.

Для обратного протекания процесса необходима затрата извне некоторого количества энергии.

Ряд простых примеров подтверждает эти выводы.

Газ всегда вытекает из резервуара в окружающее пространство, если в этом пространстве давление ниже, чем в резервуаре. Для подачи газа в резервуар необходимо использовать компрессоры, потребляющие извне механическую работу.

Теплота может переходить только от горячего тела к холодному, но для обратного направления теплового потока необходимо применение холодильных машин, которые, получая извне механическую работу, заставляют теплоту перетекать от холодного тела к горячему.

Рассмотренные примеры действительных процессов показывают, что все явления в природе проходят в направлениях, приводящих к равновесию в системе; эти явления идут в направлении уравнивания давлений и температур. Особо следует отметить естественное направление процессов превращения механической работы в теплоту.