

Лекция №3.

Первое начало термодинамики. Энтальпия. Принцип эквивалентности Джоуля. Классификация и анализ простейших процессов термодинамики. Политропные процессы.

1.Закон сохранения энергии.

Первое начало термодинамики представляет собой приложение к тепловым явлениям закона сохранения и превращения энергии, являющегося наиболее общим, универсальным законом природы, применимым ко всем явлениям и процессам.

Существует множество различных видов энергии, например, кинетическая энергия, связанная с движением тела как целого, электрическая энергия, связанная с движением электрических зарядов, внутренняя энергия, связанная с молекулярным и внутримолекулярным движениями, и др. Энергия данного вида, в результате взаимодействия тел может превращаться или переходить в любой другой вид энергии, причем в изолированной системе сумма всех видов энергии является величиной постоянной.

Другими словами, энергия изолированной системы при любых происходящих в системе процессах не меняется; энергия не уничтожается и не создается (закон сохранения и превращения энергии).

Понятие энергии неразрывно связано с движением материи: энергия есть физическая мера движения материи. Различие отдельных видов энергии обусловлено качественным различием конкретных форм движения материальных тел. Взаимные превращения энергии тел отражают безграничную способность движения переходить из одних форм в другие; следовательно, выражает собой факт неуничтожимое движения материального мира. Закон сохранения и превращения энергии в историческом аспекте является дальнейшим развитием и конкретизацией всеобщего закона сохранения материи и движения М. В. Ломоносова.

После Ломоносова обоснованием и развитием закона сохранения и превращения энергии занимались русский академик Гесс (1840 г.), Джоуль, Майер (1842 г.), Гельмгольц (1847 г.).

2.Принцип Эквивалентности Джоуля.

Экспериментальным подтверждением первого закона термодинамики явился известный опыт Джоуля. В этом опыте впервые было осуществлено полное превращение механической работы в теплоту и тем самым доказана эквивалентность тепла и работы.

Принцип эквивалентности характеризует взаимные превращения тепла и работы, являющиеся основными формами передачи энергии между телами.

Принцип эквивалентности состоит в том, что превращение тепла в работу и работы в тепло осуществляется в строго постоянном соотношении, которое характеризуется тепловым эквивалентом.

Установление принципа эквивалентности было наиболее трудным этапом в формировании первого начала термодинамики. Впервые тепловой эквивалент был определен английским физиком Джоулем в 1843-1850 гг. по тепловыделению при трении и немецким ученым Р. Майером в 1842г. по разности теплоемкостей газа при постоянном давлении и постоянном объеме.

В результате серии тщательно поставленных опытов Д. Джоуль установил, что между затраченной работой L и количеством полученного тепла Q существует прямая пропорциональность:

$$Q=AL, (3.1)$$

Где A - коэффициент пропорциональности.

Джоуль установил, что этот коэффициент A сохраняет постоянное значение независимо от того, как получено тепло, каков вид работы, какова температура тела ит. П. К такому же выводу в середине прошлого столетия пришли Р. Майер (1842г.) и Ленц (1844г.).

3.Первое начало в математическом выражении.

Исходное уравнение первого начала термодинамики формулируется как математическое выражение закона сохранения энергии, являющегося фундаментальным законом природы и имеющего всеобщий характер. Этот закон утверждает, что энергия не исчезает и не возникает вновь, а лишь переходит из одного вида в другой в различных процессах. Он означает, что *изменение внутренней энергии тела равно алгебраической сумме подведенных количеств тепла и работы*, или можно сказать, что *тепло, полученное телом извне, идет последовательно на изменение внутренней энергии тела и на совершение внешней полезной работы*:

$$U=Q_{1,2}-L_{1,2}(3.2.)$$

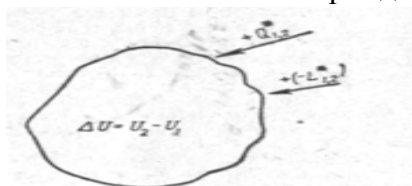
$$Q_{1,2}= U+ L_{1,2},(3.3.)$$

где $Q_{1,2}$ -тепло, которое сообщено телу извне при изменении от состояния 1 до состояния 2;

U - это изменение внутренней энергии тела. $L_{1,2}$ -внешняя (эффективная) работа, подведенная к телу в процессе 1- 2.

В термодинамике принято, что тепло, подводимое к телу, считается положительным, а отводимое от тела – отрицательным. Соответственно работу, производимую телом или системой тел, считают положительной, а работу, которую подводят к телу или которая совершается над телом, считают отрицательной. Этим и объясняется знак «минус» у работы на рисунке, где показано, что в данном случае работа подводится к телу извне.

Рис 3.1.Внешний баланс термодинамической системы.



3.Энтальпия.

При изучении процессов перемещения тел из области одного давления в область другого используются понятия потенциальной работы и энтальпии.

Энтальпия определяется как сумма внутренней энергии системы U и произведение давления системы p на объём V :

$$J=U+ p V \text{ (3.4.)}$$

Или удельная массовая энтальпия (отнесённая к единице массы вещества):

$$I= J/ G = u+ p v \text{ (3.5.)}$$

Энтальпия играет важную роль в самых разнообразных термодинамических расчётах и измеряется в тех же единицах, что и тепло, и работа, и внутренняя энергия.

6. Аналитическое выражение первого начала термодинамики для идеальных газов. Закон Майера.

Аналитическим принято называть такое уравнение, в котором входящие в него переменные величины допускают возможность их непосредственного измерения с помощью различного вида приборов.

Идеальные газы подчиняются уравнению Клапейрона : $p v=RT$. Для идеальных газов справедлив закон Джоуля, который утверждает, что внутренняя энергия зависит только от температуры или, как принято говорить, является функцией только температуры :

$$u=f(t)\text{(3.6.)}$$

Энтальпия по уравнению:

$$I=u + p v\text{(3.7.)}$$

Используя уравнение Клапейрона:

$$I= u+ p v=f(t+ p v) + RT\text{(3.8.)}$$

Оба слагаемых правой части уравнения зависят только от температуры. Следовательно, можно утверждать, что энтальпия как и внутренняя энергия для идеальных газов зависит тоже только от температуры:

$$i=f(t) \text{ (3.9.)}$$

Используя уравнение Клапейрона, получим

$$C_{pm} - C_{vm}=(p_2 v_2-p_1 v_1)/(t_2-t_1)= R(T_2- T_1)/ (T_2- T_1)=R\text{(3.10.)}$$
$$T =t+ 273,2;$$

Это уравнение, полученное Р. Майером впервые в 1842 г., называется *законом Майера*. Формула показывает, что теплоемкость C_p всегда численно больше теплоемкости C_v , что разность этих теплоемкостей равна характеристической постоянной газа R . Разность молярных теплоемкостей идеальных газов равна универсальной газовой постоянной:

$$C_{pm} - C_{vm}=\mu R=8314\text{(3.11.)}$$

Уравнение позволяет при проведении инженерных расчетов и лабораторных работ определить значение только одной теплоемкости, другая при необходимости может быть найдена из уравнения .

5. Общие сведения о простейших термодинамических процессах.

Ранее указывалось, что термодинамическим процессом принято называть любое изменение системы. При этом уравнение процесса может определяться условием о постоянном значении в этом процессе какой-либо функции состояния (например, $i=\text{const}$, $p=\text{const}$, $t=\text{const}$ и т. п.).

Отсюда следует, что с помощью уравнений термодинамики можно изучать самые разнообразные процессы. На практике обычно выделяют четыре основных процесса: *изохорный*, *изобарный*, *изотермический*, *адиабатный*. Кроме этого, в термодинамике часто пользуются обобщенным понятием *политропного процесса*.

Слово политропа происходит от греческих слов «поли»-много, и «тропас»-путь. Политропный процесс (Рис. 3.3.)-это в принципе любой процесс, где одновременно могут изменяться все параметры рабочего тела (давление, объем, температура), *осуществляться* подвод или отвод тепла и т. п. Политропный процесс объединяет все указанные процессы, которые, как будет показано далее, являются его частными случаями.

Рассмотрим основные термодинамические процессы и установим соотношения, связывающие между собой параметры состояния вещества в этих процессах.

5.1.Изохорный процесс.

Изохорным принято называть такой процесс, или такое изменение состояния тела, при котором удельный объем остается постоянным:

$$v=\text{const.}$$

Процесс этот может происходить только в замкнутом пространстве постоянного объема при подводе или отводе тепла.

При изохорном процесс в координатах $p-v$ от состояния 1 и 2, идеального газа на изохоре связаны между собой соотношением :

$$p_2/p_1=T_2/T_1(3.12.)$$

5.2.Изобарный процесс.

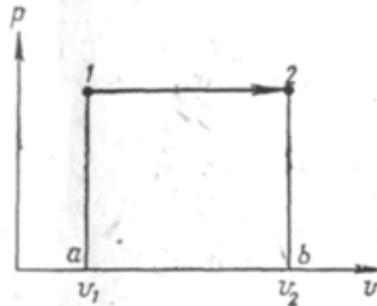
Изобарным называется такой процесс или такое изменение состояния тела, при котором давление. Остается постоянным ($p=\text{const}$). Этот процесс может быть осуществлен, например, в цилиндре с подвижным поршнем. Как и в случае изохорного процесса, параметры газа в любой точке процесса могут быть определены с помощью диаграмм состояния или с помощью приведенных соотношений с учетом того, что давление в процессе остается неизменным. Рассмотрим изобарный процесс в координатах $p-v$ из состояния системы в точке 1 до состояния системы в точке 2. Если известны параметры состояния в точке 1, для определения параметров тела в точке 2 необходимо знать только один из параметров системы в точке 2. Параметры

состояния идеального газа в изобарном процессе связаны между собой следующим соотношением:

$$v_1/v_2 = T_2/T_1 \quad (3.13.)$$

Из уравнения, приведённого выше следует, что чем выше температура газа T_2 в конце процесса, тем больше удельный объем газа v_2 .

Рис.3.1.Изобарный процесс в координатах p-v.



Это значит, что расширение газа в изобарном процессе сопровождается повышением температуры газа.

Удельная термодинамическая работа изменения объема в изобарном процессе:

$$L_{1,2} = P_M(v_2 - v_1) \quad (3.14.)$$

Количество тепла, подводимого системе при нагревании тела (или охлаждении):

$$q_{1,2} = i_2 - i_1 \quad (3.15.)$$

а для идеальных газов:

$$q_{1,2} = C_{pm}(t_2 - t_1) \quad (3.16.)$$

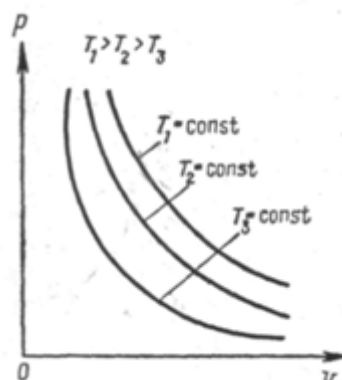
$$Q_{1,2} = G C_{pm}(t_2 - t_1) \quad (3.17.)$$

5.3.Изотермический процесс.

Изотермическим называется такой процесс, или такое изменение состояния тела, при котором температура его остается постоянной ($T = \text{const}$). Изотермы идеального газа в координатах p-v имеют вид гипербол. Чем выше температура процесса, тем выше располагается соответствующая линия процесса. Давления и объемы в любых точках на изотерме идеального газа связаны уравнением Бойля-Мариотта :

$$P_1 v_1 = P_2 v_2 = P v = \text{Const} \quad (3.18.)$$

Рис. 3.2.Изотермы идеального газа.



5.4. Адиабатный процесс.

Адиабатным называется такой процесс, в котором к телу не подводится тепло и не отводится от него ($\delta q=0$). В координатах $p - v$ этот процесс отличается от изотермы несколько большим наклоном коси абсцисс, т. е. адиабата идет более круто, чем изотерма.

Термодинамическую систему, в которой протекает обратимый адиабатный процесс ($q=q_{1,2}=0, \text{и } q=0$), можно представить как какое-либо тело, например газ, ограниченный идеальной теплоизоляционной оболочкой, абсолютно непр пропускающей тепло. В реальных условиях этот процесс следует считать внешне адиабатным. Действительно, при течении реального газа, например, по газопроводу с идеальной внешней изоляцией, теплообмен между газом и внешней средой отсутствует. Но поскольку течение газа в трубопроводе будет сопровождаться трением, возникнет тепло внутреннего теплообмена, которое идет на нагрев этого тела.

6. Политропный процесс.

Политропными процессами принято называть термодинамические процессы, подчиняющиеся уравнению:

$$P v^n = \text{const} = C \quad (3.19.)$$

или уравнению:

$$p^{1/n} v = \text{const} = C_1, \quad (3.20.)$$

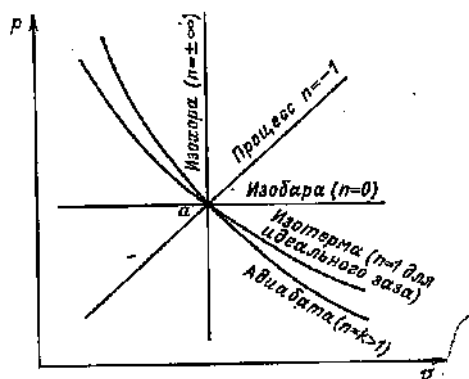
где n — это показатель политропы, являющийся в данном процессе величиной постоянной, но который может иметь любые частные значения как положительные (от 0 до $+\infty$), так и отрицательные (от 0 до $-\infty$); C, C_1 — постоянные, характеризующие прохождение политропы через какую-либо точку процесса, например через начальную точку 1 или конечную точку 2 :

$$C = p_1 v_1^n = p_2 v_2^n \quad (3.21.)$$

$$C_1 = p_1^{1/n} v_1 = p_2^{1/n} v_2. \quad (3.22.)$$

Уравнение политропы по внешнему виду сходно с уравнением адиабаты. Однако между этими процессами имеется существенная разница. В уравнении адиабаты показатель процесса может в общем случае изменяться в процессе, здесь показатель остается только постоянным. Кроме того, на политропе может подводиться или отводиться тепло.

Рис. 3.3. Политропный процесс.



Политропный процесс обобщает все ранее рассмотренные обратимые термодинамические процессы. Из уравнения политропы вытекает, что процесс с показателем $n=0$ представляет собой обычный изобарный процесс :

$$Pv^0 = p = \text{const.} \quad (3.23.)$$

При $n=\pm\infty$ это будет изохорный процесс, при $n=k$ - адиабатный процесс.

Контрольные вопросы.

1. Сформулируйте принцип эквивалентности в термодинамике?
2. Каково принципиальное отличие между понятиями теплоты и работы в условиях их взаимодействия?
3. Что такое энтальпия? Как она определяется?
4. В чем отличие уравнения первого начала термодинамики для потока от уравнения первого начала для замкнутого пространства?
5. Как формулируется закон Майера? Каково его практическое значение?
6. Что такое термодинамический процесс? Какие процессы вы знаете.