

Тема: Первый закон термодинамики. Применение первого закона термодинамики к изопроцессам изменения состояния идеального газа. Адиабатный процесс. Решение задач по теме.

Закон сохранения энергии.

К середине XIX в. многочисленные опыты доказали, что *механическая энергия никогда не пропадает бесследно*. Падает, например, молот на кусок свинца, и свинец нагревается вполне определенным образом. Силы трения тормозят тела, которые при этом разогреваются.

На основании множества подобных наблюдений и обобщения опытных фактов был сформулирован закон сохранения энергии:

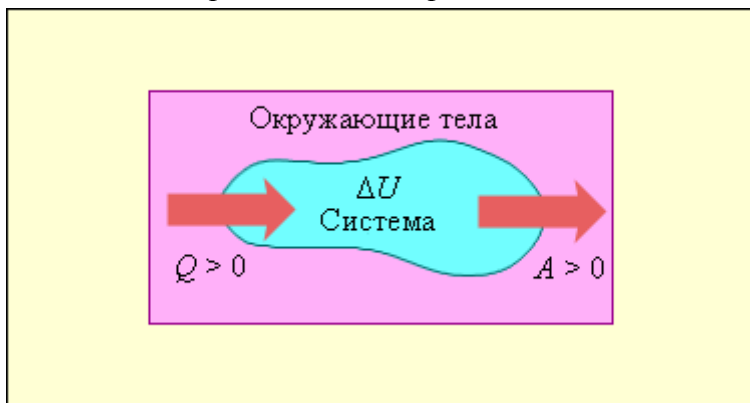
Энергия в природе не возникает из ничего и не исчезает: количество энергии неизменно, она только переходит из одной формы в другую.

Закон сохранения энергии управляет всеми явлениями природы и связывает их воедино. Он выполняется абсолютно точно, неизвестно ни одного случая, когда бы этот закон не выполнялся.

Этот закон был открыт в середине XIX в. немецким ученым, врачом по образованию Р. Майером (1814-1878), английским ученым Д. Джоулем (1818—1889) и получил наиболее точную формулировку в трудах немецкого ученого Г. Гельмгольца (1821-1894).

Первый закон термодинамики.

Закон сохранения и превращения энергии, распространенный на тепловые явления, носит название первого закона термодинамики.



В термодинамике рассматриваются тела, положение центра тяжести которых практически не меняется.

Механическая энергия таких тел остается постоянной, изменяться может лишь внутренняя энергия.

До сих пор мы рассматривали процессы, в которых внутренняя энергия системы изменялась либо за счет совершения работы, либо за счет теплообмена с окружающими телами. **В общем случае** при переходе системы из одного состояния в другое внутренняя энергия изменяется одновременно как за счет совершения

работы, так и за счет передачи теплоты. Первый закон термодинамики формулируется именно для таких общих случаев:

Изменение внутренней энергии системы при переходе ее из одного состояния в другое равно сумме работы внешних сил и количества теплоты, переданного системе:

$$\Delta U = A + Q \quad (1)$$

Если система изолирована, то над ней не совершается работа ($A = 0$) и она не обменивается теплотой с окружающими телами ($Q = 0$). В этом случае согласно первому закону термодинамики $\Delta U = U_2 - U_1$, или $U_1 = U_2$. Внутренняя энергия изолированной системы остается неизменной (сохраняется).

Часто вместо работы A внешних тел над системой рассматривают работу A' системы над внешними телами. Учитывая, что $A' = -A$, первый закон термодинамики в форме (1) можно записать так:

$$Q = \Delta U + A' \quad (2)$$

Количество теплоты, переданное системе, идет на изменение ее внутренней энергии и на совершение системой работы над внешними телами.

Невозможность создания вечного двигателя.

Из первого закона термодинамики вытекает невозможность создания вечного двигателя — устройства, способного совершать неограниченное количество работы без затрат топлива или каких-либо других материалов. Если к системе не поступает теплота ($Q = 0$), то работа A' согласно уравнению (2) может быть совершена только за счет убыли внутренней энергии: $A' = -\Delta U$. После того как запас энергии окажется исчерпанным, двигатель перестанет работать.

Работа и количество теплоты — характеристики процесса изменения внутренней энергии. В данном состоянии система всегда обладает определенной внутренней энергией. Но нельзя говорить, что в системе содержится определенное количество теплоты или работы. Как работа, так и количество теплоты являются величинами, характеризующими изменение внутренней энергии системы в результате того или иного процесса.

Внутренняя энергия системы может измениться одинаково как за счет совершения системой работы, так и за счет передачи окружающим телам какого-либо количества теплоты. Например, нагретый газ в цилиндре может уменьшить свою энергию остывая, без совершения работы. Но он может потерять точно такое же количество энергии, перемещая поршень, без отдачи теплоты окружающим телам. Для этого стенки цилиндра и поршень должны быть теплонепроницаемыми.

В дальнейшем на протяжении всего курса физики мы будем знакомиться с различными другими формами энергии, способами их превращения и передачи.

Внутренняя энергия системы тел изменяется при совершении работы и при передаче количества теплоты. В каждом состоянии система обладает

определенной внутренней энергией. Работа и количество теплоты не содержатся в теле, а характеризуют процесс изменения его внутренней энергии.

2 способа изменения внутренней энергии:

1. Совершение работы

$$\Delta U = A$$

2. Сообщение количества теплоты, теплопередача

$$\Delta U = Q$$

3. Если 1 и 2 одновременно, то

$$\Delta U = Q + A$$

Это закон сохранения энергии в тепловых процессах.

$$\Delta U = Q + A$$

Первый закон термодинамики (первое начало термодинамики)

Изменение внутренней энергии тела равняется сумме количества теплоты полученного телом и работы, совершаемой над телом внешними силами.

$$Q = -A + \Delta U$$

$$Q = A^i + \Delta U$$

Количество теплоты, полученное телом равно сумме работы, совершённой самим телом и изменения его внутренней энергии.

Применение первого закона термодинамики к изопроцессам

Запишем первый закон термодинамики

$$Q = A^i + \Delta U$$

И будем применять его к изопроцессам

1. **Изохорный процесс $V=\text{const}$**

$$Q = A^i + \Delta U$$

Если объём постоянен, то газ не расширяется, следовательно не совершается работа.

$$Q = \Delta U$$

Найдем молярную теплоёмкость в изохорном процессе

$$C_v = \frac{Q}{\nu \Delta T}$$

$$C_v = \frac{\Delta U}{\nu \Delta T} - \text{для любой системы}$$

Для идеального газа

$$U = \frac{i}{2} \nu R T$$

$$\Delta U = \frac{i}{2} \nu R \Delta T$$

Подставим в

$$C_v = \frac{\frac{i}{2} \nu R \Delta T}{\nu \Delta T} = \frac{i}{2} R$$

$$C_v = \frac{i}{2} R$$

2. Изобарный процесс $p = \text{const}$

$$Q = A^i + \Delta U$$

$$A^i = p(V_2 - V_1)$$

$$Q = p(V_2 - V_1) + \Delta U$$

Для идеального газа

$$A^i = p(V_2 - V_1) = pV_2 - pV_1$$

$pV = \nu RT$ – уравнение Менделеева-Клапейрона

$$A^i = \nu RT_2 - \nu RT_1 = \nu R \Delta T$$

$$Q = \nu R \Delta T + \frac{i}{2} \nu R \Delta T = \nu R \Delta T \left(1 + \frac{i}{2}\right)$$

$$Q = \nu R \Delta T \left(1 + \frac{i}{2}\right)$$

Молярная изобарная теплоёмкость:

$$C_p = \frac{Q}{\nu \Delta T}$$

$$C_p = \frac{\nu R \Delta T (1 + \frac{i}{2})}{\nu \Delta T} = \frac{i + 2}{2} R$$

$$C_p = \frac{i + 2}{2} R$$

$$C_p = C_v + R$$

3. Изотермический процесс $T = \text{const}$

$$Q = A^i + \Delta U$$

для идеального газа

$$Q = A^i$$

Это вечный двигатель!

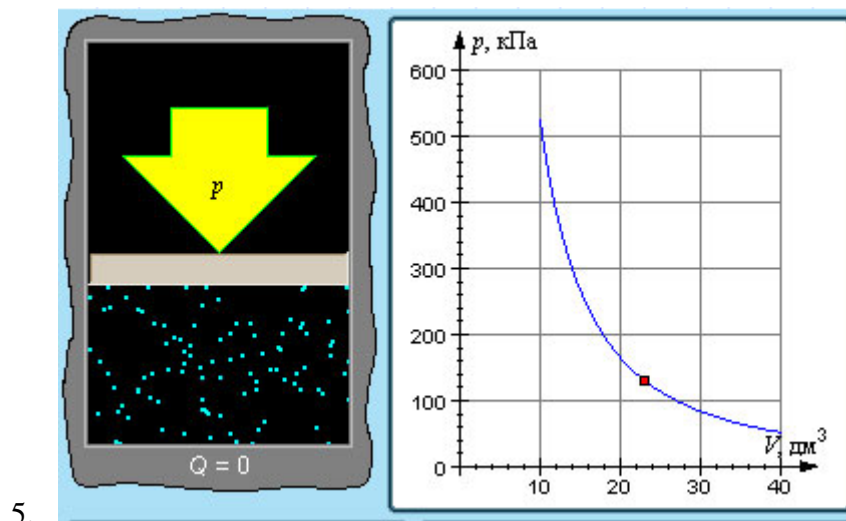
Молярная изотермическая теплоёмкость идеального газа

$$C_T = \frac{Q}{\nu \Delta T}$$

$$\Delta T \rightarrow 0$$

$$C_T \rightarrow \infty$$

4. Адиабатный процесс



5.

6. Модель. Адиабатический процесс

Адиабатный процесс – это процесс, происходящий без теплообмена с окружающими телами.

$$Q = 0$$

$$Q = A^i + \Delta U$$

$$A^i = -\Delta U$$

Работа происходит за счёт внутренней энергии.

Молярная адиабатная теплоёмкость

$$C_Q = \frac{Q}{\nu \Delta T} = 0$$

Как правило это быстро протекающие процессы.

Сравним адиабатный процесс с изотермическим.



Уравнение изотермического процесса

$$pV = \text{const}$$

Уравнение адиабатного процесса

$$pV^\gamma = \text{const} \quad \gamma > 1 - \text{показатель адиабаты}$$

$\gamma = \frac{C_p}{C_v}$ – позволяет определить число степеней свободы молекулы, то есть сколько атомов содержится в молекуле.

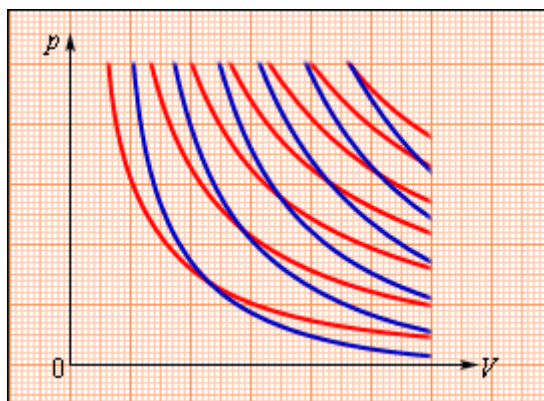


Рисунок 2.

Семейства изотерм (красные кривые) и адиабат (синие кривые) идеального газа

В термодинамике выводится уравнение адиабатического процесса для идеального газа. В координатах (p, V) это уравнение имеет вид

$$pV^\gamma = \text{const.}$$

Это соотношение называют уравнением Пуассона. Здесь $\gamma = C_p / C_v$ – показатель адиабаты, C_p и C_v – теплоемкости газа в процессах с постоянным давлением и с

постоянным объемом. Для одноатомного газа $\gamma = \frac{5}{3} = 1,67$; для двухатомного $\gamma = \frac{7}{5} = 1,4$; для многоатомного $\gamma = 1,33$.

Работа газа в адиабатическом процессе просто выражается через температуры T_1 и T_2 начального и конечного состояний: $A = C_V (T_2 - T_1)$.

$$A = C_V (T_2 - T_1).$$

Адиабатический процесс также можно отнести к изопроцессам. В термодинамике важную роль играет физическая величина, которая называется энтропией. Изменение энтропии в каком-либо квазистатическом процессе равно приведенному теплу $\Delta Q / T$, полученному системой. Поскольку на любом участке адиабатического процесса $\Delta Q = 0$, энтропия в этом процессе остается неизменной.

Адиабатический процесс (так же, как и другие изопроцессы) является процессом квазистатическим. Все промежуточные состояния газа в этом процессе близки к состояниям термодинамического равновесия. Любая точка на адиабате описывает равновесное состояние.

Не всякий процесс, проведенный в адиабатической оболочке, т. е. без теплообмена с окружающими телами, удовлетворяет этому условию. Примером неквазистатического процесса, в котором промежуточные состояния неравновесны, может служить расширение газа в пустоту. На рис.3 изображена жесткая адиабатическая оболочка, состоящая из двух сообщающихся сосудов, разделенных вентилям К. В первоначальном состоянии газ заполняет один из сосудов, а в другом сосуде – вакуум. После открытия вентиля газ расширяется, заполняет оба сосуда, и устанавливается новое равновесное состояние. В этом процессе $Q = 0$, т.к. нет теплообмена с окружающими телами, и $A = 0$, т.к. оболочка недеформируема. Из первого закона термодинамики следует: $\Delta U = 0$, т. е. внутренняя энергия газа осталась неизменной. Так как внутренняя энергия идеального газа зависит только от температуры, температура газа в начальном и конечном состояниях одинакова – точки на плоскости (p, V) , изображающие эти состояния, лежат на одной изотерме. Все промежуточные состояния газа неравновесны и их нельзя изобразить на диаграмме.

Расширение газа в пустоту – пример необратимого процесса. Его нельзя провести в противоположном направлении.

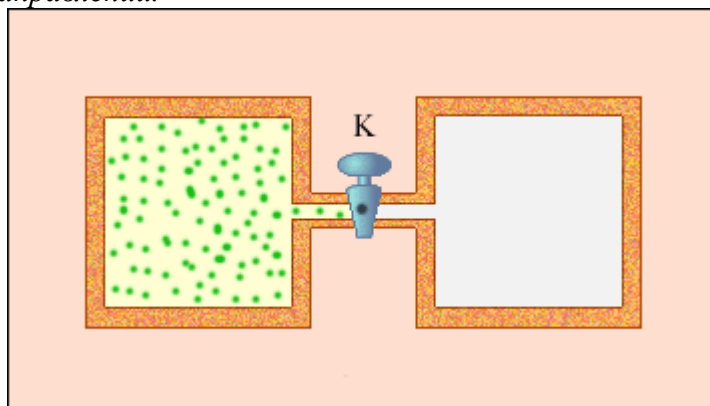


Рисунок 3.
Расширение газа в пустоту