

Тогда согласно (55.7) и (55.6)

$$Q = A = \frac{m}{M} RT \ln \frac{V_2}{V_1} = \frac{m}{M} RT \ln \frac{p_1}{p_2} \quad (55.8)$$

(учли закон Бойля—Мариотта (42.1) $p_1 V_1 = p_2 V_2$).

Следовательно, для того чтобы при расширении газа *температура не понижалась, к газу в течение изотермического процесса необходимо подводить количество теплоты, эквивалентное внешней работе расширения.*

§ 56. Адиабатный процесс

Адиабатный процесс — процесс, при котором отсутствует теплообмен между системой и окружающей средой ($dQ = 0$). Близким к адиабатному можно считать процесс быстрого расширения или сжатия газа, например расширение и сжатие горючей смеси в цилиндрах автомобилей.

Согласно первому началу термодинамики (53.2) $dQ = dU + dA$, в случае адиабатного процесса

$$dA = -dU, \quad (56.1)$$

т. е. внешняя работа совершается за счет изменения внутренней энергии системы.

Это уравнение с учетом (52.1) и (51.2) запишем в виде

$$p dV = -\frac{m}{M} C_V dT. \quad (56.2)$$

Продифференцировав уравнение Клапейрона—Менделеева $pV = \frac{m}{M} RT$, получим

$$p dV + V dp = \frac{m}{M} R dT.$$

Исключив из двух последних уравнений температуру, найдем

$$\frac{p dV + V dp}{p dV} = -\frac{R}{C_V} = -\frac{C_p - C_V}{C_V}$$

[учли уравнение Майера (54.9)]. Разделив переменные и учитывая,

что $\frac{C_p}{C_V} = \gamma$ [см. (54.11)], найдем

$$\frac{dp}{p} = -\gamma \frac{dV}{V}.$$

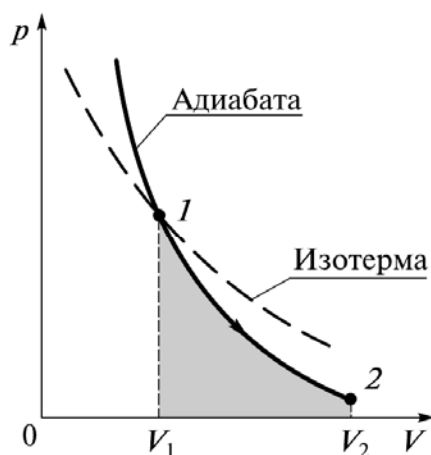


Рис. 68

Интегрируя это уравнение в пределах от p_1 до p_2 и соответственно от V_1 до V_2 , а затем потенцируя, придем к выражению

$$\frac{p_2}{p_1} = \left(\frac{V_1}{V_2} \right)^\gamma, \text{ или } p_1 V_1^\gamma = p_2 V_2^\gamma.$$

Так как состояния 1 и 2 выбраны произвольно, можно записать

$$pV^\gamma = \text{const.} \quad (56.3)$$

Выражение (56.3) — **уравнение адиабатного процесса**, называемое также **уравнением Пуассона**.

Применяя уравнение Клапейрона—Менделеева $pV = \frac{m}{M}RT$, исключив давление в (56.3), придем к формуле

$$TV^{\gamma-1} = \text{const.} \quad (56.4)$$

Это — также уравнение адиабатного процесса. График зависимости между параметрами состояния идеального газа при $dQ = 0$ называют **адиабатой**. Адиабата в координатах p, V изображается гиперболой (рис. 68). На рисунке видно, что адиабата ($pV^\gamma = \text{const}$) более крута, чем изотерма ($pV = \text{const}$). Это объясняется тем, что при адиабатном сжатии увеличение давления газа обусловлено не только уменьшением его объема, как при изотермическом сжатии, но и повышением температуры.

Вычислим работу, совершаемую газом в адиабатном процессе. Запишем уравнение (56.1) в виде

$$dA = -\frac{m}{M}C_V dT.$$

Если газ адиабатно расширяется от объема V_1 до V_2 , то его температура уменьшается от T_1 до T_2 и работа расширения идеального газа

$$A = -\frac{m}{M}C_V \int_{T_1}^{T_2} dT = \frac{m}{M}C_V (T_1 - T_2) \quad (56.5)$$

и определяется площадью тонированной фигуры на рис. 68.

§ 57. Круговой процесс (цикл). Необратимость тепловых процессов

Процесс, при котором система, претерпев ряд изменений, возвращается в исходное состояние, называют **круговым**, или **циклом**.

На диаграмме p, V цикл изображается замкнутой кривой (рис. 69). Цикл, совершаемый идеальным газом, можно разбить на процессы расширения ($1-2$) и сжатия ($2-1$) газа. Работа расширения (определяется площадью фигуры $1a2V_2V_11$) положительна ($dV > 0$), работа сжатия (определяется площадью фигуры $2b1V_1V_22$) отрицательна ($dV < 0$). Следовательно, работа, совершаемая газом за цикл, определяется площадью, охватываемой замкнутой кривой.

Если за **цикл** совершается **положительная работа** ($A > 0$) (цикл совершается по **часовой стрелке**), то его называют **прямым** (именно такой цикл изображен на рис. 69). **Цикл**, при котором совершается **отрицательная работа** ($A < 0$) (цикл протекает **против часовой стрелки**), называют **обратным**.

В результате кругового процесса система возвращается в исходное состояние и, следовательно, полное изменение внутренней энергии газа равно нулю ($\Delta U = 0$). Поэтому первое начало термодинамики (53.1) для кругового процесса

$$Q = \Delta U + A = A, \quad (57.1)$$

т. е. работа, совершаемая за цикл, равна количеству полученной извне теплоты.

Однако в результате кругового процесса система может теплоту как получать, так и отдавать, поэтому

$$Q = Q_1 - Q_2, \quad (57.2)$$

где Q_1 — количество теплоты, полученное системой; Q_2 — количество теплоты, отданное системой.

Термодинамический процесс называется **обратимым**, если он может происходить как в прямом, так и в обратном направлении, причем если такой процесс происходит сначала в прямом, а затем в обратном направлении и система возвращается в исходное состояние, то в окружающей среде и в

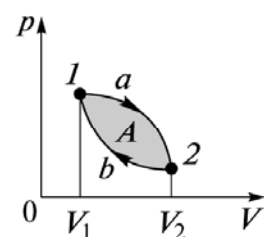


Рис. 69

этой системе не происходит никаких изменений. Любой **процесс**, не удовлетворяющий этим условиям, является **необратимым**.

Все тепловые процессы являются необратимыми. Теплообмен всегда происходит от горячего тела к холодному самопроизвольно, причем до тех пор, пока температуры тел не окажутся одинаковыми. Например, горячий кофе, налитый в чашку, постепенно остывает, нагревая воздух. Но теплый кофе в чашке никогда самопроизвольно не закипит при охлаждении окружающего его воздуха. Следовательно, энергия всегда передается сама собой от тел с более высокой температурой к телам с более низкой температурой, т. е. *только в одном направлении*. Таким образом, *необратимые процессы* — процессы, которые могут протекать в одном, определенном направлении.

Отметим, что равновесный процесс всегда обратим. *Обратимые процессы* — это идеализация реальных процессов. В некоторых конкретных случаях термодинамические процессы приближенно можно считать обратимыми. Кроме того, все количественные выводы термодинамики применимы только к равновесным состояниям и обратимым процессам.

§ 58. Энтропия и ее статистический смысл

Для описания теплового движения, а оно качественно отличается от других видов движения беспорядочностью, хаотичностью, вводят *количественную меру степени молекулярного беспорядка — энтропию*. Термин «*энтропия*» (от греч. *entropia* — поворот, превращение) в естествознании — мера беспорядка системы, состоящей из многих элементов [впервые введена Клаузиусом (1865)].

Энтропию определяют как *функцию состояния* S термодинамической системы, приращение которой dS для бесконечно малого обратимого процесса равно отношению элементарного количества теплоты dQ , полученной системой, к термодинамической температуре T системы:

$$dS = \frac{dQ}{T}. \quad (58.1)$$

В термодинамике доказывается, что в любом *обратимом круговом процессе*

$$\oint \frac{dQ}{T} = 0, \quad (58.2)$$

следовательно, изменение энтропии для *обратимого процесса*

$$\Delta S = 0. \quad (58.3)$$