Лекция 5

Применение первого начала термодинамики к изопроцессам

Среди равновесных процессов, происходящих с термодинамическими системами, выделяются изопроцессы, при которых один из основных параметров состояния системы сохраняется постоянным.

Изохорный процесс $V = const$

Диаграмма этого процесса (изохора) в координатах p, V **изображается прямой, параллельной оси ординат (см. рис.), где процесс 2-1 есть изохорное нагревание, а 2-3 - изохорное охлаждение. При изохорном процессе газ не совершает работы над внешними телами, т.е.**

$$\delta A = pdV = 0$$

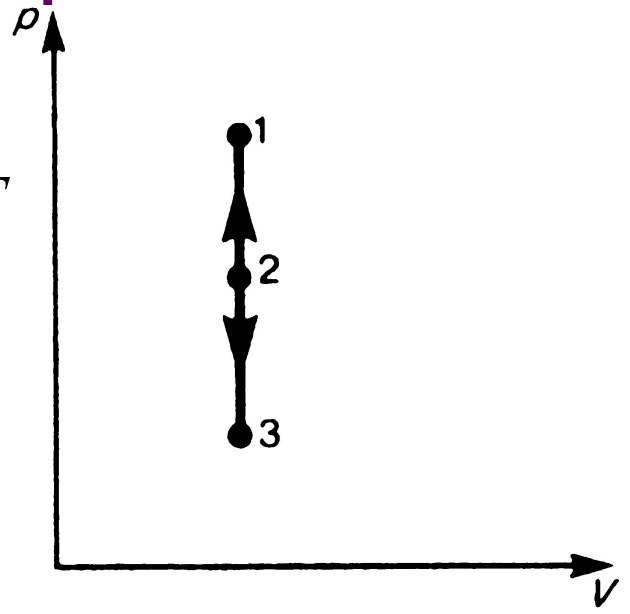
Из первого начала термодинамики для изохорного процесса следует, что вся теплота, сообщаемая газу, идет на увеличение его внутренней энергии:

$$\delta Q = dU$$

Согласно формуле (53.4) $dU_m = C_V \cdot dT$

Тогда для произвольной массы газа получим

$$\delta Q = dU = \frac{m}{\mu} C_V \cdot dT \quad \textbf{(54.1)}$$



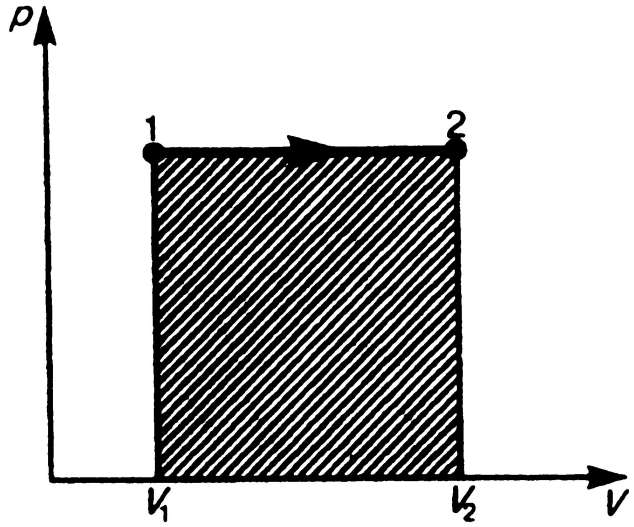
Изобарный процесс $p = const$

Диаграмма этого процесса (изобара) в координатах p, V изображается прямой, параллельной оси V

При изобарном процессе работа газа при увеличении объема от V_1 до V_2 равна

$$A = \int_{V_1}^{V_2} pdV = p(V_2 - V_1) \qquad \textbf{(54.2)}$$

и определяется площадью заштрихованного прямоугольника (см. рис.). Если использовать уравнение Клапейрона-Менделеева для выбранных двух состояний, то



$pV_1 = \frac{m}{\mu} RT_1$ **и** $pV_2 = \frac{m}{\mu} RT_2$ **, откуда**

$$V_2 - V_1 = \frac{m \cdot R}{\mu \cdot p}(T_2 - T_1)$$

Тогда выражение (54.2) для работы изобарного расширения примет вид

$$A = \frac{m \cdot R}{\mu}(T_2 - T_1) \qquad \textbf{(54.3)}$$

Из этого выражения вытекает <u>физический смысл молярной газовой постоянной</u> R

Если $T_2 - T_1 = 1$**, то для 1 моль газа** $R = A$**, т.е.** R **численно равна работе изобарного расширения 1 моль идеального газа при нагревании его на 1 К.**

В изобарном процессе при сообщении газу массой m **количества теплоты** $\delta Q = \frac{m}{\mu} C_p \cdot dT$ **, его внутренняя энергия возрастает на величину** $dU = \frac{m}{\mu} C_V \cdot dT$

При этом газ совершит работу, определяемую выражением

$$dA = \frac{m \cdot R}{\mu} dT$$

Изотермический процесс $T = const$

Изотермический процесс описывается законом Бойля-Мариотта: $pV = const$

Диаграмма этого процесса (изотерма) в координатах p, V **представляет собой гиперболу, расположенную на диаграмме тем выше, чем выше температура, при которой происходит процесс.**

Исходя из выражений (52.2) и (42.5) найдем работу изотермического расширения газа:

$$A = \int_{V_1}^{V_2} p dV = \int_{V_1}^{V_2} \frac{m}{\mu} RT \frac{dV}{V} = \frac{m}{\mu} RT \ln \frac{V_2}{V_1} = \frac{m}{\mu} RT \ln \frac{p_1}{p_2}$$

Так как при $T = const$ **внутренняя энергия идеального газа не изменяется:**

$$dU = \frac{m}{\mu} C_V dT = 0$$

то из первого начала термодинамики следует, что для изотермического процесса

$$\delta Q = \delta A$$

т.е. все количество теплоты, сообщаемое газу, расходуется на совершение им работы против внешних сил:

$$A = Q = \frac{m}{\mu} RT \ln \frac{V_2}{V_1} = \frac{m}{\mu} RT \ln \frac{p_1}{p_2} \qquad (54.4)$$

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

Адиабатический и политропный процессы.

Адиабатическим называется процесс, при котором отсутствует теплообмен $(\delta Q = 0)$между системой и окружающей средой. К адиабатическим процессам можно отнести все быстропротекающие процессы. Например, процесс распространения звука в среде, так как скорость распространения звуковой волны настолько велика, что обмен энергией между волной и средой произойти не успевает. Адиабатические процессы применяются в ДВС (расширение и сжатие горючей смеси в цилиндрах), в холодильных установках и т.д.

Из первого начала термодинамики для адиабатического процесса следует, что

$$\delta A = -dU \qquad (55.1)$$

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

Используя выражения (52.1) и (53.4), для произвольной массы газа перепишем уравнение (55.1) в виде

$$pdV = -\frac{m}{\mu} C_V dT \qquad \textbf{(55.2)}$$

Продифференцировав уравнение состояния для идеального газа $pV = \frac{m}{\mu} RT$ **получим**

$$pdV + Vdp = \frac{m}{\mu} RdT \qquad \textbf{(55.3)}$$

Исключим из (55.2) и (55.3) температуру T

$$\frac{pdV + Vpd}{pdV} = -\frac{R}{C_V} = -\frac{C_p - C_V}{C_V}$$

Разделив переменные и учитывая, что $C_p / C_V = \gamma$ **,**

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

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

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

Так как состояния 1 и 2 выбраны произвольно, то можно записать

$$pV^{\gamma} = const \qquad (55.4)$$

Полученное выражение есть уравнение адиабатического процесса, называемое также уравнением Пуассона.

Для перехода к переменным p, T **или** T, V **исключим из (55.4) с помощью уравнения Клапейрона-Менделеева** $pV = \frac{m}{\mu} RT$ **соответственно давление или объем:**

$$TV^{\gamma-1} = const \qquad \textbf{(55.5)}$$

$$T^{\gamma} p^{1-\gamma} = const \qquad \textbf{(55.6)}$$

Выражения (55.4)-(55.6) представляют собой уравнения адиабатического процесса. В этих уравнениях безразмерная величина

$$\gamma = \frac{C_p}{C_V} = \frac{c_p}{c_V} = \frac{(i+2)}{i} \qquad \textbf{(55.7)}$$

называется показателем адиабаты (или коэффициентом Пуассона).

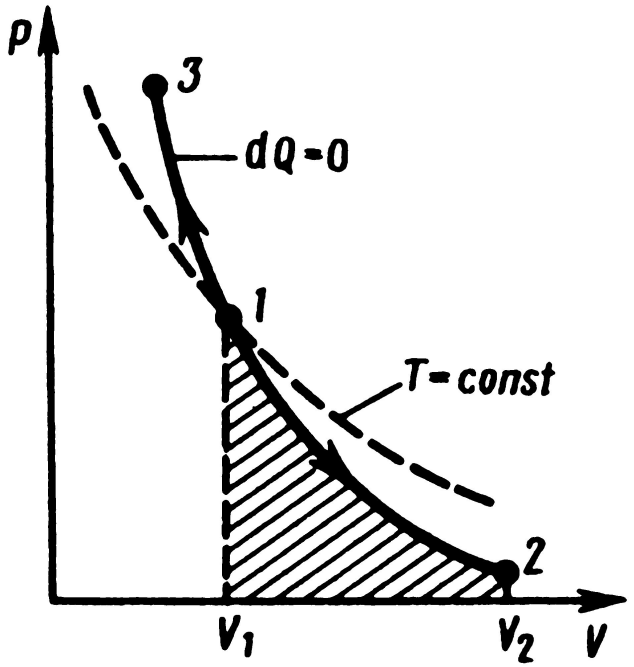
Для одноатомных газов (Ne, He и др.), достаточно хорошо удовлетворяющих условию идеальности, $i = 3$ и $\gamma = 1{,}67$

Для двухатомных газов (H_2, N_2, O_2 и др.), $i = 5$ и $\gamma = 1{,}4$

Значения γ , вычисленные по формуле (55.7), хорошо подтверждаются экспериментом.

Диаграмма адиабатического процесса (адиабата) в координатах p, V изображается гиперболой (см. рис.). На рисунке видно, что адиабата $pV^{\gamma} = const$ более крута, чем изотерма $pV = const$

Это объясняется тем, что при адиабатическом сжатии 1-3 увеличение давления газа обусловлено не только уменьшением его объема, как при изотермическом сжатии, но и повышением температуры.



Вычислим работу, совершаемую газом в адиабатическом процессе. Запишем уравнение (55.1) в виде

$$\delta A = -\frac{m}{\mu} C_V dT$$

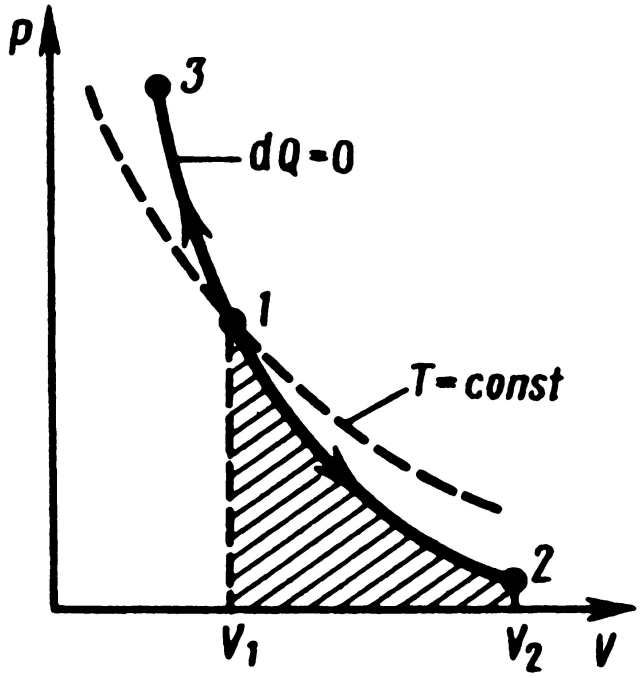
Если газ адиабатически расширяется от объема V_1 до V_2 то его температура уменьшается от T_1 до T_2 и работа расширения идеального газа

$$A = -\frac{m}{\mu} C_V \int_{T_1}^{T_2} dT = \frac{m}{\mu} C_V (T_1 - T_2) \quad \textbf{(55.8)}$$

Применяя те же приемы, что и при выводе формулы (55.5), выражение (55.8) для работы при адиабатическом расширении можно преобразовать к виду

$$A = \frac{p_1 V_1}{\gamma - 1}\left[1 - \left(\frac{V_1}{V_2}\right)^{\gamma-1}\right] = \frac{RT_1}{\gamma - 1}\frac{m}{\mu}\left[1 - \left(\frac{V_1}{V_2}\right)^{\gamma-1}\right]$$ **где** $$p_1 V_1 = \frac{RT_1}{\gamma - 1}\frac{m}{\mu}$$

Работа, совершаемая газом при адиабатическом расширении 1-2 (определяется площадью, заштрихованной на рис.), меньше, чем при изотермическом. Это объясняется тем, что при адиабатическом расширении происходит охлаждение газа, тогда как при изотермическом – температура поддерживается постоянной за счет притока извне эквивалентного количества теплоты.



Рассмотренные изохорный, изобарный, изотермический и адиабатический процессы имеют общую особенность - они происходят при постоянной теплоемкости.

В первых двух процессах теплоемкости соответственно равны C_V **и** C_p **,**

в изотермическом процессе ($dT = 0$ **) теплоемкость равна** $+\infty$

в адиабатическом ($\delta Q = 0$**) теплоемкость равна нулю.**

Процесс, в котором теплоемкость остается постоянной, называется политропным.

Исходя из первого начала термодинамики при условии постоянства теплоемкости ($C = const$) можно вывести уравнение политропы:

$$pV^n = const \qquad \textbf{(55.9)}$$

где $n = \dfrac{C - C_p}{C - C_V}$ **- показатель политропы.**

Очевидно, что

при $C = 0 \Rightarrow n = \gamma$ **- уравнение адиабаты (см. (55.9));**

при $C = \infty \Rightarrow n = 1$ **- уравнение изотермы;**

при $C = C_p \Rightarrow n = 0$ **- уравнение изобары;**

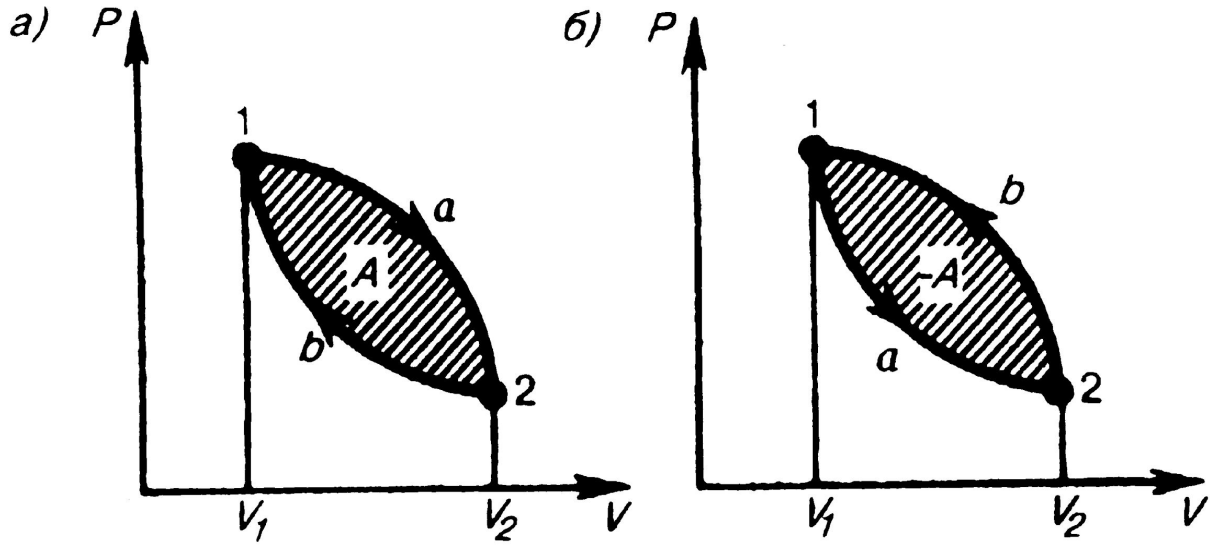
при $C = C_V \Rightarrow n = +\infty$ **- уравнение изохоры.**

Таким образом, все рассмотренные процессы являются частными случаями политропного процесса.

Круговой процесс (цикл). Обратимые и необратимые процессы.

Круговым процессом (или **циклом**) называется процесс, при котором система, пройдя через ряд состояний, возвращается в исходное. На диаграмме процессов цикл изображается замкнутой кривой (см. рис.).

Цикл, совершаемый идеальным газом, можно разбить на процессы расширения (1-2) и сжатия (2-1) газа.



Работа расширения (определяется площадью фигуры $1a2V_2V_1 1$ **) положительна (**$dV > 0$ **), работа сжатия (определяется площадью фигуры** $2b1V_1V_2 2$ **) отрицательна (** $dV < 0$**).**

Следовательно, работа, совершаемая газом за цикл, определяется площадью, охватываемой замкнутой кривой.

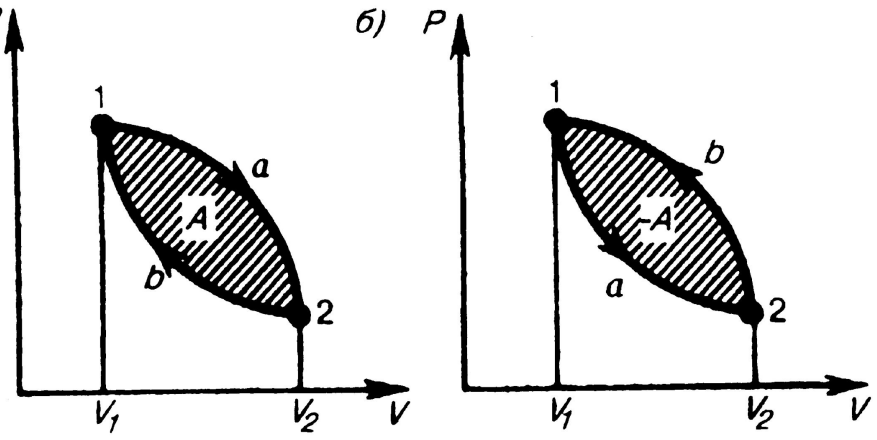
Если за цикл совершается положительная работа

$$A = \oint pdV > 0$$

(цикл протекает по часовой стрелке), то он называется прямым (рис. а), если за цикл совершается отрицательная работа

$$A = \oint pdV < 0$$

(цикл протекает против часовой стрелки), то он называется обратным (рис. б).



Прямой цикл используется в тепловых двигателях – периодически действующих установках, совершающих работу за счет получения извне теплоты. Обратный цикл используется в холодильных машинах периодически действующих установках, в которых за счет работы внешних сил теплота переносится к телу с более высокой температурой.

В результате кругового процесса система возвращается в исходное состояние и, следовательно, полное изменение внутренней энергии газа равно нулю. Поэтому первое начало термодинамики (51.1) для кругового процесса

$$Q = \Delta U + A = A \qquad \textbf{(56.1)}$$

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 $Q = Q_1 - Q_2$, где

Q_1 **- количество теплоты, полученное системой,**

Q_2 **- количество теплоты, отданное системой.**

Поэтому термический коэффициент полезного действия для кругового процесса

$$\eta = \frac{A}{Q_1} = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1} = 1 - \frac{Q_2}{Q_1} \qquad \textbf{(56.2)}$$

Термический 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 этой системе не происходит никаких изменений.

Всякий процесс, не удовлетворяющий этим условиям, является необратимым.

Любой равновесный процесс является обратимым.

Обратимость равновесного процесса, происходящего в системе, следует из того, что ее любое промежуточное состояние есть состояние термодинамического равновесия;

для него "безразлично", идет процесс в прямом или обратном направлении.

Реальные процессы сопровождаются диссипацией энергии (из-за трения, теплопроводности и т.д.).

<u>Обратимые процессы - это идеализация реальных процессов</u>.

Их рассмотрение важно по двум причинам:

1) **многие процессы в природе и технике практически обратимы;**
2) **обратимые процессы являются наиболее экономичными;**

Они имеют максимальный термический коэффициент полезного действия, что позволяет указать пути повышения кпд реальных тепловых двигателей.