

Первый закон термодинамики и основные законы идеального газа

1. Понятие термодинамического процесса.
2. Внутренняя энергия и работа расширения и сжатия рабочего тела.
3. Первый закон термодинамики. Энтальпия газа.
4. Процессы изменения состояния идеального газа.

Термодинамический процесс

- *Изменение состояния термодинамической системы во времени называется термодинамическим процессом. Так, при перемещении поршня в цилиндре объём, а с ним давление и температура находящегося внутри газа будут изменяться, будет совершаться процесс расширения или сжатия газа.*

Термодинамический процесс

Система, выведенная из состояния равновесия, и предоставленная при постоянных параметрах окружающей среды самой себе, через некоторое время вновь придет в равновесное состояние, соответствующее этим параметрам. Такое самопроизвольное (без внешнего воздействия) возвращение системы в состояние равновесия

называется **релаксацией**, а промежуток времени, в течение которого система возвращается в состояние равновесия, называется **временем релаксации**.

Равновесный термодинамический процесс

Термодинамический процесс называется равновесным, если все параметры системы при его протекании меняются достаточно медленно по сравнению с соответствующим процессом релаксации. В этом случае система фактически все время находится в состоянии равновесия с окружающей средой, чем и определяется название процесса.

Чтобы процесс был равновесным, скорость изменения параметров системы dA/dt должна удовлетворять соотношению

$$dA/dt \ll c_{\text{рел}} \approx \Delta A / \tau_{\text{рел}}$$

где A — параметр, наиболее быстро изменяющийся в рассматриваемом процессе; $c_{\text{рел}}$ — скорость изменения этого параметра в релаксационном процессе; $\tau_{\text{рел}}$ — время релаксации.

Равновесный термодинамический процесс

Равновесный процесс состоит из непрерывного ряда последовательных состояний равновесия, поэтому в каждой его точке состояние термодинамической системы можно описать уравнением состояния данного рабочего тела. Именно поэтому классическая термодинамика в своих исследованиях оперирует только равновесными процессами. Они являются удобной идеализацией реальных процессов, позволяющей во многих случаях существенно упростить решение задачи. Такая идеализация вполне обоснована, так как условие выполняется на практике достаточно часто. Поскольку механические возмущения распространяются в газах со скоростью звука, процесс сжатия газа в цилиндре будет равновесным, если скорость перемещения поршня много меньше скорости звука.

Неравновесные термодинамические процессы

Процессы, не удовлетворяющие условию

$$dA/d\tau \ll c_{\text{рел}} \approx \Delta A/\tau_{\text{рел}},$$

протекают с нарушением равновесия, т. е. являются неравновесными. Если, например, быстро увеличит температуру окружающей среды, то газ в цилиндре будет постепенно прогреваться через его стенки, релаксируя к состоянию равновесия, соответствующему новым параметрам окружающей среды. В процессе релаксации газ не находится в равновесии с окружающей средой и его нельзя характеризовать уравнением состояния хотя бы потому, что в разных точках объема газа температура имеет различные значения.

2. Внутренняя энергия и работа расширения и сжатия рабочего тела

Основы термодинамики

Внутренняя энергия идеального газа - это кинетическая энергия хаотического (теплового) движения молекул.

Среднее значение энергии одной молекулы:

$$\varepsilon_{\text{ср}} = \frac{i}{2} kT$$

Энергия N молекул:

$$U = N \cdot \frac{i}{2} kT \quad kN_A = R \quad N = \nu N_A$$

Внутренняя энергия – функция состояния, зависит от температуры.

$$U = \frac{i}{2} \nu RT$$

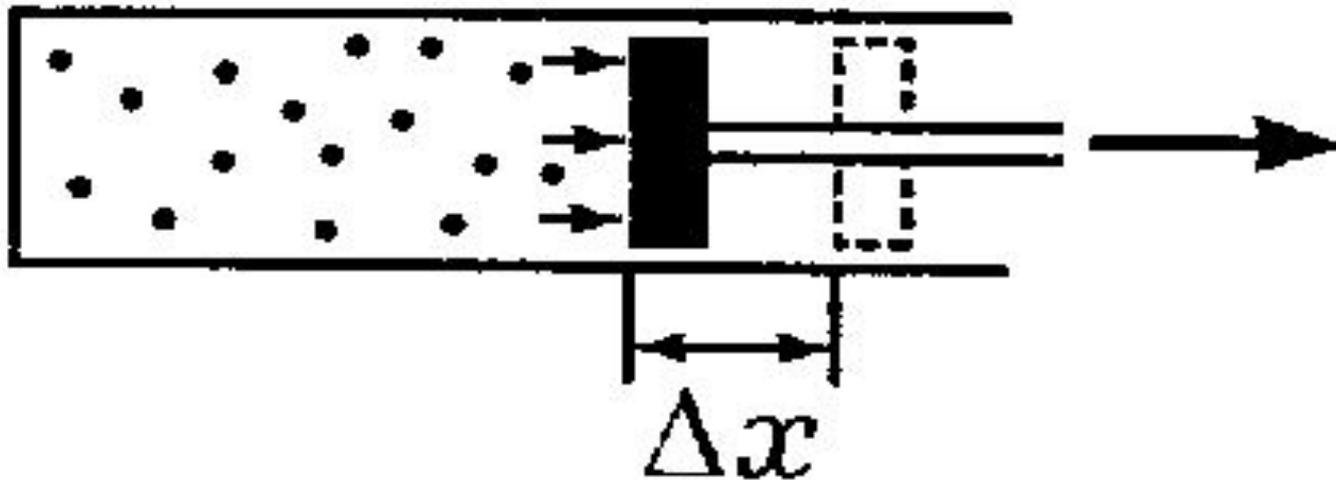
Температура – мера интенсивности теплового движения молекул.

Изменение внутренней энергии:

$$\Delta U = U_2 - U_1 = \frac{i}{2} \nu R \Delta T$$

Внутренняя энергия изменяется путём совершения работы и путём теплообмена.

Работа – это процесс изменения внутренней энергии системы за счет упорядоченного движения молекул.



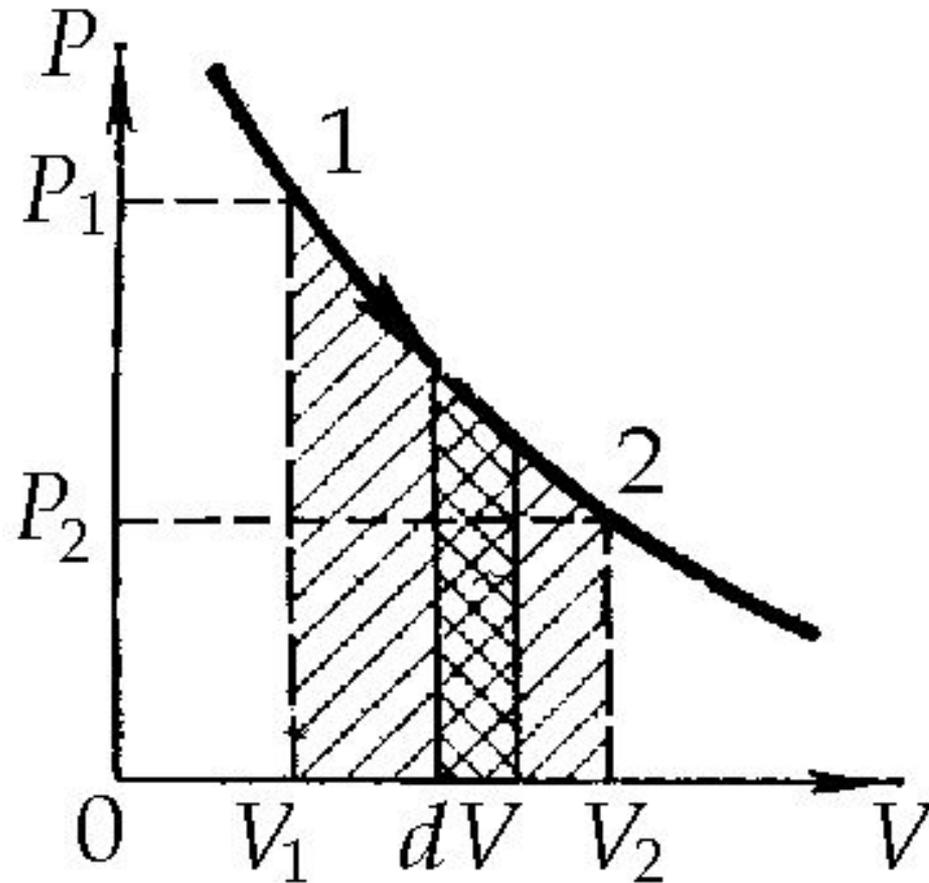
$$\delta A = F \Delta x \cos 0^\circ$$

$$\delta A = P S \Delta x$$

$$\delta A = P \Delta V$$

$$A_{12} = \int_{V_1}^{V_2} P dV$$

Графически работа равна площади под кривой процесса в границах изменения объёма.



Приращение внутренней энергии в процессе чистого теплообмена называется **количеством теплоты** или просто – **теплотой (Q)**.

Теплота – это процесс изменения внутренней энергии за счет хаотического (неупорядоченного) движения молекул.

3. Первый закон термодинамики. Энтальпия газа

Первое начало термодинамики

Количество теплоты, которое система получает в процессе теплообмена идет на изменение внутренней энергии и на совершение работы.

Для равновесных процессов:

$$Q = U_2 - U_1 + A$$

В более общем случае:

$$\delta Q = dU + \delta A$$

δA и δQ – это количественные характеристики **процесса** изменения энергии – **элементарные теплота и работа.**

dU – бесконечно малое изменение **внутренней энергии.**

Энтальпия

В термодинамике важную роль играет сумма внутренней энергии системы U и произведения давления системы p на ее объем V , называемая энтальпией и обозначаемая H :

$$H = U + pV$$

Так как входящие в нее величины являются функциями состояния, то и сама *энтальпия является функцией состояния*. Так же как внутренняя энергия, работа и теплота, она измеряется в джоулях (Дж).

Энтальпия обладает свойством аддитивности.

Энтальпия

Величина

$$h = u + pV_{ud}$$

называемая удельной энтальпией ($h = H/M$), представляет собой энтальпию системы, содержащей 1 кг вещества, и измеряется в Дж/кг.

Поскольку энтальпия есть функция состояния, то она может быть представлена в виде функции двух любых параметров состояния:

$$h = \varphi_1(p, V) \quad ; \quad h = \varphi_2(p, T) \quad h = \varphi_3(V, T)$$

а величина dh является полным дифференциалом.

Изменение энтальпии в любом процессе определяется только начальным и конечным состояниями тела и не зависит от характера процесса.

Энтальпия

Если давление системы сохраняется неизменным, т. е. осуществляется изобарный

процесс ($dp=0$), то

$$\delta q_{p_i} = dh, \quad q_p = h_2 - h_1$$

т. е. теплота, подведенная к системе при постоянном давлении, идет только на изменение энтальпии данной системы.

4. Процессы изменения состояния идеального газа

Применение 1 закона термодинамики к изопроцессам

Изотермический.

$dT = 0$), ($dU = 0$). $PV = \text{const}$.

$$\delta Q = \delta A$$

$$R dV \int_{V_1}^{V_2} = \int_{V_1}^{V_2} \frac{\nu RT}{V} \quad RT = \nu \quad \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} \quad \ln \frac{V_2}{V_1}$$

$$C_m = \frac{\delta Q}{\nu dT} \quad C_T = \infty$$

Изохорный процесс.

$$P/T = \text{const.}$$

$$\delta A = PdV = 0 \quad \delta Q = dU \quad C_V = \frac{i}{2}R$$

Изобарный процесс ($P = \text{const}$)

$$V/T = \text{const}$$

$$A = \int_{V_1}^{V_2} PdV = P(V_2 - V_1)$$

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

Адиабатическим называется процесс, протекающий без теплообмена с окружающей средой

$$dQ = 0$$

$$dA = - dU$$

Адиабатный процесс.

$$dU + \delta A = 0$$

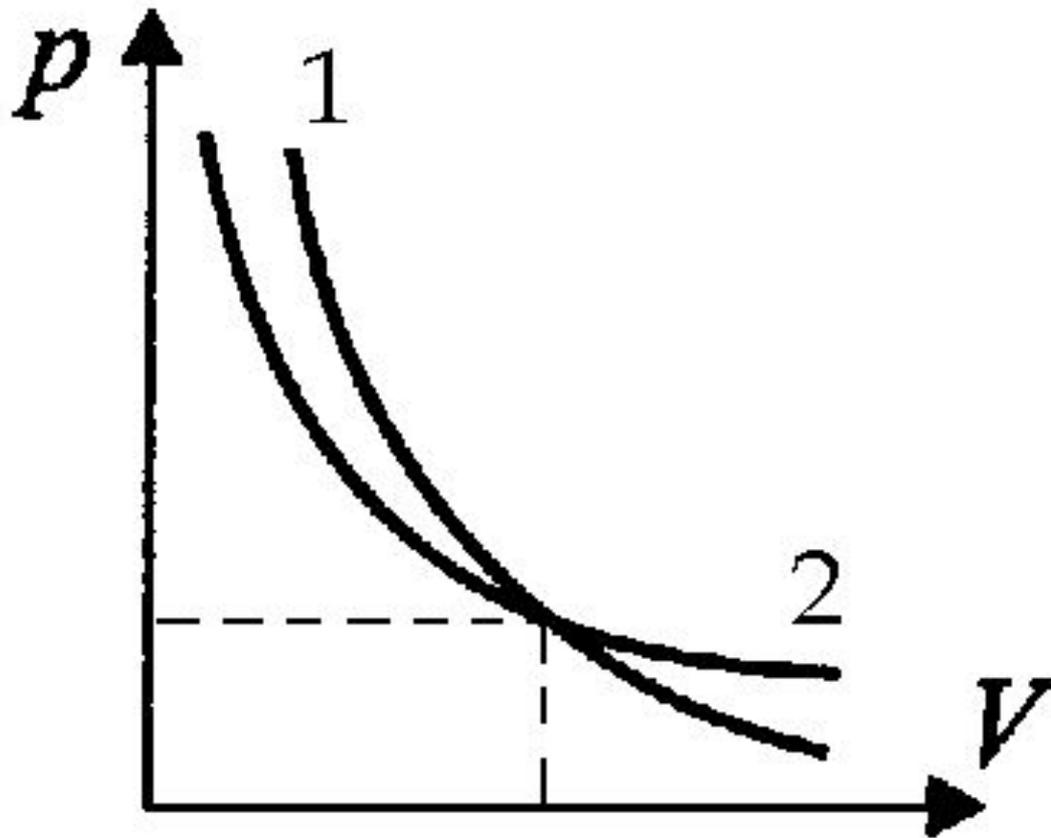
$$PV^\gamma = \text{const}$$

$$\gamma = \frac{C_P}{C_V} \quad \text{– показатель адиабаты.}$$

Уравнение адиабатического процесса
в переменных T и V :

$$TV^{\gamma-1} = \text{const}$$

График адиабатного процесс в сравнении с графиком изотермы



Работа при адиабатном процессе

$$A = nC_V(T_1 - T_2)$$

Полиτροπный процесс

- Все процессы – частный случай полиτροπного.

$$p_1 V_1^m = p_2 V_2^m$$

- Изохорный – $V = \text{const}, m = \infty$
- Изобарный – $p = \text{const}, m = 0$
- Изотермический – $T = \text{const}, m = 1$
- Адиабатный - $Q = 0, m = \gamma$

Политропный процесс

- Уравнение процесса: $p_1 V_1^m = p_2 V_2^m$
- Первый закон термодинамики: $Q = c \Delta T$
- Теплоемкость: $c = c_v \frac{m - k}{m - 1}$
- Изменение внутренней энергии: $\Delta U = c_v \Delta T$
- Работа: $A = \frac{1}{m - 1} (p_1 V_1 - p_2 V_2)$
- Энтродпия: $\Delta S = c \ln \frac{T_2}{T_1}$
- Энтальпия: $\Delta i = c_p \Delta T$