

Тема: Первое начало термодинамики

Термодинамической системой называется совокупность макроскопических тел, которые могут обмениваться между собой и с другими телами энергией и веществом.

Замкнутой называется термодинамическая система, которая не может обмениваться с другими системами энергией и веществом.

Термодинамическими параметрами называется совокупность физических величин, характеризующих состояние термодинамической системы.

Равновесным состоянием термодинамической системой называется такое состояние системы, при котором все параметры состояния имеют строго определённые значения, которые при неизменных внешних условиях остаются неизменными сколь угодно долго.

Равновесным называется процесс, состоящий из непрерывной последовательности равновесных состояний.

Самопроизвольным называется процесс, происходящий без воздействия внешних сил.

Обратимым называется процесс, при котором возвращение системы в первоначальное состояние не сопровождается какими-либо изменениями в окружающей среде.

К обратимым процессам относятся незатухающие колебания маятника в вакууме или абсолютно упругий удар, то есть процессы, протекающие без тепловых потерь и при отсутствии сил трения и сопротивления среды.

Необратимым называется процесс, при котором возвращение системы в первоначальное состояние сопровождается какими-либо изменениями в окружающей среде.

Строго говоря, все реальные процессы являются необратимыми.

Количество теплоты Q (ку)

Наблюдения показывают, что обмен энергией между термодинамическими системами может происходить следующими основными способами:

1. Путём совершения работы самой системой или внешними силами над системой.
2. В результате теплопередачи (теплообмена).
3. Путём обмена веществом.

Теплопередачей (или **теплообменом**) называется процесс передачи энергии от одного тела к другому без совершения над телом работы.

Наблюдения показывают, что тепловая энергия может самопроизвольно передаваться только от тел с более высокой температурой к телам с более низкой температурой и никогда наоборот.

Количеством теплоты Q (ку) называют энергию, которую тело отдает или получает в результате теплообмена.

$$[Q] = \text{Дж}, \text{Джоуль}.$$

Существует три вида теплопередачи: теплопроводность, конвекция и тепловое излучение.

Теплопроводностью называется процесс передачи теплоты от более нагретых участков тела менее нагретым в результате теплового движения молекул.

- При теплопроводности не происходит переноса вещества.
- Теплопроводность у разных веществ различна.



Этот рисунок можно не делать

Конвекцией называется процесс переноса теплоты в жидкостях и газах потоками вещества, в основном в поле тяжести Земли, из-за различия в их плотностях (более плотные холодные части жидкости опускаются, вытесняя более лёгкие горячие части жидкости).

Тепловым излучением называется электромагнитное излучение, обусловленное тепловым движением атомов или молекул вещества, и происходящее за счёт уменьшения внутренней энергии тела.

Внутренняя энергия термодинамической системы U

Внутренней энергией термодинамической системы U (у) называется сумма кинетических энергий теплового движения всех частиц системы относительно её центра масс и их потенциальных энергий межмолекулярного взаимодействия между собой.

$$[Q] = \text{Дж}, \text{Джоуль}.$$

Особенность внутренней энергии системы

1. Величина внутренней энергии системы U не зависит от того, каким способом термодинамическая система оказалась в данном состоянии.

Такие величины называются **функцией состояния** и обозначаются значком d (дэ), то есть dU .

Есть ещё **функции процесса**, то есть величины, значения которых зависят от процесса, которым термодинамическая система оказалась в данном состоянии.

К таким величинам относится, например, работа газа. Функции процесса обозначается особым значком δ (дэльта), то есть δA .

2. Если термодинамическая система оказывается изолированной от других тел, то для неё будет выполняться **закон сохранения внутренней энергии системы**:

внутренняя энергия изолированной термодинамической системы не изменяется при любых процессах, происходящих в этой системе, то есть

$$U = \text{const} \text{ или } \Delta U = 0.$$

Внутренняя энергия U идеального газа

Внутреннюю энергию идеального газа можно определить по формуле:

$$U = \frac{i}{2} \nu RT = \frac{i}{2} \frac{m}{\mu} RT, \quad (1)$$

где $\nu = \frac{m}{\mu}$ - количество вещества, моль;

m - масса газа, кг; μ - молярная масса газа, $\frac{\text{кг}}{\text{моль}}$;

$R = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$ - универсальная газовая постоянная,

i - число степеней свободы молекул идеального газа.

Напомним, что

$i = 3$ для одноатомных газов (О, Н, Не и т.д.)

$i = 5$ для двухатомных газов (О₂, Н₂, СО и т.д.)

$i = 6$ для трёх и более атомных газов (СО₂, Н₂О и т.д.)

При решении задач бывает полезной модификация этой формулы с помощью уравнения состояния идеального газа:

$$U = \frac{i}{2} pV.$$

Виды теплоёмкости

Опыт показывает, что разным телам для нагревания их на 1 градус необходимо сообщить разное количество теплоты. В связи с этим вводят понятие теплоёмкости.

Теплоёмкостью тела C (цэ) называется количество теплоты, которое необходимо передать телу, чтобы нагреть его на 1 К, то есть:

$$C = \frac{\delta Q}{dT}, \quad [C] = \frac{\text{Дж}}{\text{К}}.$$

Отсюда $\delta Q = CdT$ - количество теплоты, которое необходимо передать телу, чтобы нагреть его на dT градусов Кельвина.

Удельной теплоёмкостью c (цэ) называется количество теплоты, которое необходимо передать 1 кг вещества для изменения его температуры на 1 К, то

есть:

$$c = \frac{1}{m} \frac{\delta Q}{dT}, \quad [c] = \frac{\text{Дж}}{\text{кг} \cdot \text{К}}.$$

Отсюда $\delta Q = cm dT$ - количество теплоты, которое необходимо передать телу массой m , чтобы нагреть его на dT градусов Кельвина.

Удельная теплоёмкость c (цэ) - величина табличная.

Молярной теплоёмкостью C (цэ) называется количество теплоты, которое необходимо передать 1 моль вещества для изменения его температуры на 1 К, то есть:

$$C = \frac{1}{\nu} \frac{\delta Q}{dT}, \quad [C] = \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}.$$

Отсюда $\delta Q = C\nu dT$ - количество теплоты, которое необходимо передать телу количеством вещества ν , чтобы нагреть его на dT градусов Кельвина.

Величина теплоёмкости газов зависит от условий их нагревания, поэтому различают теплоёмкость при постоянном давлении c_p и C_p , а так же теплоёмкость при постоянном объёме c_V и C_V .

Удельная теплоёмкость идеального газа при постоянном объёме

$$c_V = \frac{i}{2} \frac{R}{\mu},$$

Удельная теплоёмкость идеального газа при постоянном давлении

$$c_p = \frac{i+2}{2} \frac{R}{\mu}.$$

Молярная теплоёмкость идеального газа при постоянном объёме

$$C_V = \frac{i}{2} R.$$

Молярная теплоёмкость идеального газа при постоянном давлении

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

где μ - молярная масса газа, $\frac{\text{кг}}{\text{моль}}$; $R = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$ - универсальная газовая постоянная, i - число степеней свободы молекул идеального газа.

Работа газа

Газ совершает механическую работу только при его расширении или сжатии. Причем:

- если газ расширяется, то он совершает положительную работу, то есть $A > 0$
- если газ сжимается, то он совершает отрицательную работу, то есть $A < 0$

Если трения в системе нет, то работа, совершаемая внешними телами над газом, равна по величине и противоположна по знаку работе газа, то есть $A_{\text{внешних}} = -A_{\text{газа}}$, так как сила F , действующая на газ, со стороны поршня, противоположна силе F' , с которой газ действует на поршень, и равна ей по модулю (третий закон Ньютона), а перемещение остается тем же самым.

Работа газа при произвольном процессе

Работу газа при произвольном процессе можно определить по формуле:

$$A = \int_{V_1}^{V_2} p dV. \quad (2)$$

Из (2) следует, что при расширении $\Delta V > 0$ газ совершает положительную работу,

а при сжатии $\Delta V < 0$ работа, совершаемая газом, отрицательная.

Работа идеального газа при различных изопроцессах

Изохорический процесс

(процесс, происходящий при постоянном объёме, то есть $V = \text{const}$)

Так как объём газа при изохорическом процессе не изменяется $\Delta V = 0$, то газ работу не совершает, то есть

$$A = 0.$$

Изобарический процесс

(процесс, происходящий при постоянном давлении, то есть $p = \text{const}$)

$$A = \int_{V_1}^{V_2} p dV = p(V_2 - V_1)$$

Таким образом, работу идеального газа при изобарическом процессе можно определить по формулам:

$$\begin{cases} A = p \Delta V \\ A = \frac{m}{\mu} R \Delta T \end{cases}$$

Изотермический процесс

(процесс, происходящий при постоянной температуре, то есть $T = const$).

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

Таким образом, работу идеального газа при изотермическом процессе можно определить по формулам:

$$\left\{ \begin{array}{l} A = \frac{m}{\mu} RT \ln \frac{V_2}{V_1} \\ A = \frac{m}{\mu} RT \ln \frac{p_1}{p_2} \end{array} \right\},$$

где V_1 и V_2 - начальный и конечный объём газа, $м^3$;

p_1 и p_2 - начальное и конечное давление газа, $Па$;

\ln - натуральный логарифм; T - абсолютная температура, $К$;

$R = 8,31 \frac{Дж}{моль \cdot К}$ - универсальная газовая постоянная.

Адиабатный процесс

(процесс, протекающий без теплообмена с окружающей средой, то есть

$$\Delta Q = 0)$$

Работу идеального газа при адиабатном процессе можно определить по формуле:

$$A = \frac{\nu R \Delta T}{1 - \gamma},$$

где $\gamma = \frac{C_p}{C_v}$ - показатель Пуассона (или показатель адиабаты),

Полиτροпный процесс

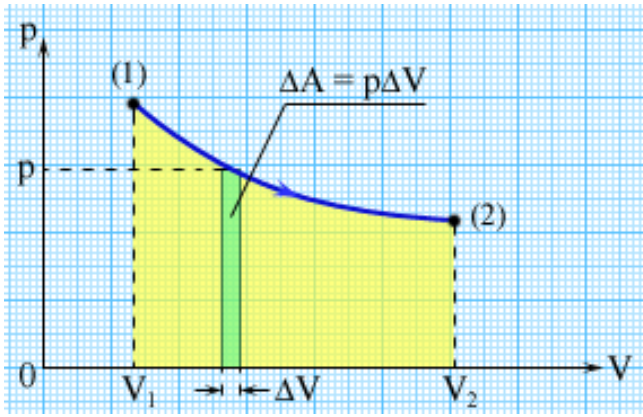
(процесс, протекающий при постоянной теплоёмкости, то есть $C = const$)

Работу идеального газа при политропном процессе можно определить по формуле:

$$A = \frac{\nu R \Delta T}{1 - n},$$

где $n = \frac{C - C_p}{C - C_v}$ - показатель политропы.

Геометрический смысл работы газа



Работа, совершаемая газом в процессе его расширения или сжатия при любом термодинамическом процессе, численно равна площади под кривой, графика зависимости давления газа p от его объема V .

Тепловые процессы

Количество теплоты $Q_{нагр}$, которое необходимо для нагревания m кг вещества (или выделяющееся при его охлаждении)

При нагревании тело поглощает тепло, а при охлаждении, наоборот, выделяет тепло в окружающую среду, величину которой можно определить по формуле

$$Q_{нагр} = cm(t_2 - t_1),$$

$Q_{нагр}$ - количество теплоты, Дж; m - масса вещества, кг;

t_1 - начальная температура тела, °С; t_2 - конечная температура тела, °С,

c (цэ) - удельная теплоёмкость тела (величина табличная), $\frac{\text{Дж}}{\text{кг} \cdot \text{С}}$.

Количество теплоты, выделяющееся при сгорании m кг вещества

При сгорании топлива выделяется тепло, величину которой можно определить по формуле

$$Q_{сгор} = qm,$$

$Q_{сгор}$ - количество теплоты, Дж; m - масса вещества, кг;

q (ку) - удельная теплота сгорания (величина табличная), $\frac{\text{Дж}}{\text{кг}}$.

Количество теплоты Q необходимое для плавления m кг вещества (или выделяющееся при его кристаллизации)

Температура, при которой происходит **плавление** или **кристаллизация** данного вещества, называется **температурой плавления**.

При плавлении вещество поглощает тепло, а при кристаллизации-выделяет тепло, величину которой можно определить по формуле

$$Q_{плав} = \lambda m,$$

где $Q_{плав}$ - количество теплоты, Дж; m - масса вещества, кг;

λ (лямбда) - удельная теплота плавления (величина табличная), $\frac{\text{Дж}}{\text{кг}}$.

Количество теплоты Q необходимое для испарения m кг вещества (или выделяющееся при его конденсации) при температуре кипения

Кипение происходит при определённой температуре, называемой *температурой кипения*, которая зависит от внешнего давления. Чем больше внешнее давление, тем выше температура кипения.

Обратный процесс превращения пара в жидкость называется *конденсацией*.

При кипении вещество поглощает тепло, а при конденсации - выделяет тепло, величину которой можно определить по формуле

$$Q_{\text{кип}} = rm,$$

$Q_{\text{кип}}$ - количество теплоты, Дж; m - масса вещества, кг;

r (эр) - удельная теплота парообразования (величина табличная), $\frac{\text{Дж}}{\text{кг}}$.

Уравнение теплового баланса

В замкнутой системе, на которую не действуют внешние силы (то есть $A = 0$) и нет теплообмена с окружающей средой (то есть $\Delta Q = 0$), изменения внутренней энергии системы не происходит (то есть $\Delta U = 0$).

В этом случае теплообмен возможен только между телами самой системы. Причём теплообмен будет происходить только до тех пор, пока температура всех тел станет одинаковой.

При этом тела с большей начальной температурой будут остывать, отдавая тепло, а тела с меньшей начальной температурой будут нагреваться, поглощая тепло.

Это приводит к тому, что количество теплоты, которое отдали одни тела системы при их охлаждении, равно в точности количеству теплоты, которое получили другие тела системы при их нагревании, то есть:

$$(Q_1 + Q_2 + \dots + Q_i)_{\text{отданное}} = (Q_1 + Q_2 + \dots + Q_k)_{\text{полученное}}$$

Это уравнение называется *уравнением теплового баланса*.

Первое начало термодинамики

(закон сохранения энергии при тепловых процессах)

Количество теплоты Q , переданное термодинамической системе, идёт на изменение её внутренней энергии ΔU и на совершение системой работы A над внешними телами.

$$Q = \Delta U + A$$

Термодинамика различных изопроцессов

Изохорный процесс

(такой процесс осуществляется при нагревании или охлаждении газа в сосуде постоянного объёма)

При изохорном процессе объём газа не меняется ($V=const$), поэтому работа газа равна нулю:

$$A = 0.$$

Тогда изменение внутренней энергии системы ΔU , согласно первому началу термодинамики, равно количеству теплоты Q , переданной системе:

$$Q = \Delta U.$$

То есть, вся теплота Q , подведённая к системе, идёт на увеличение её внутренней энергии.

Изотермический процесс

(такой процесс осуществляется при очень медленном нагревании или охлаждении газа, при котором успевают происходить теплообмен с окружающей средой, не изменяющий температуру газа)

При изотермическом процессе ($T=const$) изменение внутренней энергии идеального газа равно нулю:

$$\Delta U = 0, \text{ так как } \Delta U = \frac{i}{2} \nu R \Delta T = \frac{i}{2} \frac{m}{\mu} R \Delta T.$$

Тогда, согласно первому началу термодинамики: $Q = A$.

То есть, всё переданное газу количество теплоты Q идет на совершение газом работы A .

Изобарный процесс

(такой процесс осуществляется при нагревании или охлаждении газа, находящегося в цилиндре с легкоподвижным поршнем и не изменяющимся внешнем давлении)

При изобарном процессе ($p=const$) первое начало термодинамики имеет вид:

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

То есть, передаваемое газу количество теплоты Q идет на изменение его внутренней энергии ΔU и на совершение газом работы A над внешними телами.

Адиабатный процесс

(такой процесс осуществляется при быстром расширении или сжатии газа, когда теплообмен между газом и внешней средой не успевает произойти)

При адиабатном процессе $\Delta Q = 0$ и, согласно первому началу термодинамики, $0 = \Delta U + A$, тогда: $A = -\Delta U$.

То есть, газ совершает работу только за счёт изменения своей внутренней энергии.