

Лекция 16

РАБОТА, ВНУТРЕННЯЯ ЭНЕРГИЯ И ТЕПЛОТА. ПЕРВОЕ НАЧАЛО ТЕРМОДИНАМИКИ

Термины и понятия

Гантельная модель	Процесс
Двухатомный	Равновесный
Закон о распределении энергии	Релаксация
Изопроцессы	Теплоизолированный
Одноатомный	Теплообмен
Перегородка	Теплопроводящий
Поршень	Термодинамическая система
Подвижный поршень	Число степеней свободы
Полный дифференциал	Функция состояния

16.1. ВВЕДЕНИЕ

Термодинамика – это наука, изучающая условия превращения различных видов энергии в тепловую и обратно, а также количественные соотношения, наблюдаемые при этом. Термодинамика охватывает большой круг явлений, наблюдаемых в природе и технике. Особое значение она имеет для теплотехники, так как даёт основу для разработки тепловых и холодильных машин. В термодинамике часто пользуются словом тело. В термодинамике телом можно назвать воздух, воду, ртуть, любой газ, т.е. любое вещество, занимающее определённый объём.

Термодинамическая система может включать в себя несколько тел, но может состоять из одного тела, очень часто этим телом является идеальный газ.

Термодинамической системой называется любая совокупность рассматриваемых тел, которые могут обмениваться энергией между собой и с другими телами. Например, термодинамической системой может быть идеальный газ.

Состояние термодинамической системы характеризуется термодинамическими параметрами. *Термодинамические параметры – это величины характеризующие состояние системы.* К термодинамическим параметрам относятся такие величины, как давление, объём, температура, плотность вещества и т.д. Параметрами состояния идеального газа, например, являются давление P , объём V , температура T . Уравнение, свя-

зываются между собой параметры состояния термодинамической системы, называется *уравнением состояния*. Например, уравнение Менделеева-Клапейрона: $PV = \frac{m}{\mu}RT$.

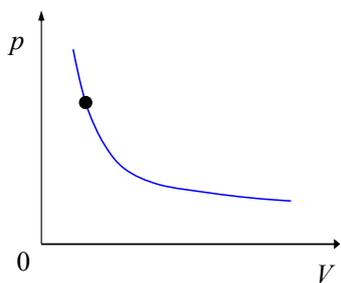
Состояние термодинамической системы называется *равновесным*, если все его параметры имеют определенное значение и не изменяются со временем при неизменных внешних условиях.

Если термодинамическая система выведена из состояния равновесия и предоставлена сама себе, то она возвращается в исходное состояние. Этот процесс называется *релаксацией*.

В термодинамике изучают закономерности всевозможных переходов системы из одного состояния в другое. *Переход системы из одного состояния в другое, который сопровождается изменением хотя бы одного параметра состояния, называется процессом*. Уравнение, определяющее изменение параметров системы при переходе из одного состояния в другое, называется уравнением процесса.

Термодинамика изучает только термодинамически равновесные состояния тел и медленные процессы, которые рассматриваются как равновесные состояния, непрерывно следующие друг за другом. Она изучает общие закономерности перехода систем в состояния термодинамического равновесия.

Равновесные процессы – процессы, при которых скорость изменения термодинамических параметров бесконечно мала, т.е. изменение термодинамических параметров происходит за бесконечно большие времена. Это *модель*, т.к. все реальные процессы – неравновесные. Равновесный процесс – процесс, который проходит через последовательность равновесных состояний.



Любое равновесное состояние может быть изображено точкой.

Следовательно, любой равновесный процесс можно изобразить графически.

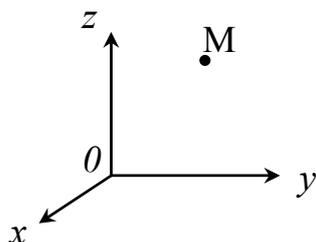
- *Неравновесный процесс* – процесс, при котором изменение термодинамических параметров на конечную величину происходит за конечное время.

Неравновесный процесс графически изобразить нельзя.

В термодинамике используется особый метод изучения явлений – термодинамический метод. Термодинамика рассматривает, как протекает процесс.

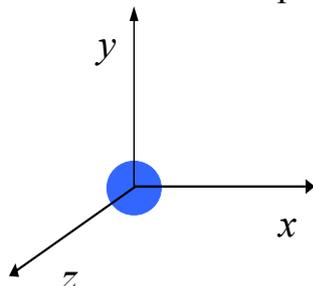
В основу термодинамики положено два основных закона, являющиеся обобщением громадного фактического материала. Эти законы дали начало всей науке термодинамике и поэтому получили название начал.

16.1. ВНУТРЕННЯЯ ЭНЕРГИЯ ИДЕАЛЬНОГО ГАЗА. ЧИСЛО СТЕПЕНЕЙ СВОБОДЫ



Числом степеней свободы называется наименьшее число независимых координат, которое необходимо ввести, чтобы определить положение тела в пространстве. i – число степеней свободы.

Рассмотрим одноатомный газ. Молекулу такого газа можно считать материальной точкой, положение материальной точки M в пространстве определяется тремя координатами.

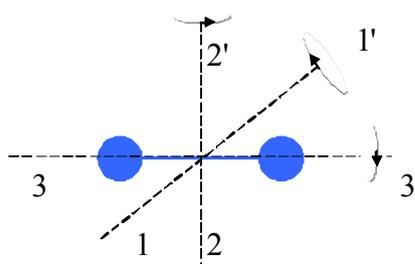


Молекула может двигаться в 3-х направлениях. Следовательно, обладает 3 поступательными степенями свободы.

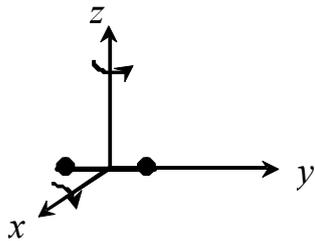
Молекула – материальная точка.

Энергии вращательного движения $\frac{I\omega^2}{2} = 0$, так как момент инерции материальной точки относительно оси, проходящей через точку равен нулю $I = 0$.

Для молекулы одноатомного газа число степеней свободы $i = 3$.



Рассмотрим двухатомный газ. В двухатомной молекуле каждый атом принимается за материальную точку и считается, что атомы жёстко связаны между собой, это гантельная модель двухатомной молекулы. *Двухатомная жёстко связанная молекула* (совокупность двух материальных точек, связанных недеформируемой связью).

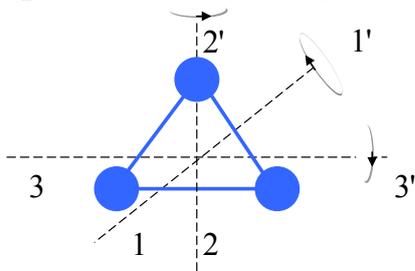


Положение центра масс молекулы задаётся тремя координатами, это три степени свободы, они определяют поступательное движение молекулы. Но молекула может совершать и вращательные движения вокруг осей oz и ox , это ещё две степени свободы, определяющие вращение молекулы. Вращение молекулы вокруг оси oy невозможно, так как материальные точки не могут вращаться вокруг оси, проходящей через эти точки.

Для молекулы двухатомного газа число степеней свободы $i = 5$.

Рассмотрим трёхатомный газ. Модель молекулы – три атома (материальные точки), жёстко связанные между собой.

Трёхатомная молекула - жестко связанная молекула.



Молекула обладает 3 поступательными и 3 вращательными степенями свободы.

$$i = i_{\text{поступат.}} + i_{\text{вращат.}} = 6.$$

Для молекулы трёхатомного газа число степеней свободы $i = 6$.

Для многоатомной молекулы число степеней свободы $i = 6$.

Для реальных молекул, не обладающих жёсткими связями между атомами, необходимо учитывать также степени свободы колебательного движения, тогда число степеней свободы реальной молекулы равно:

$$i = i_{\text{поступат.}} + i_{\text{вращат.}} + i_{\text{колеб.}}$$

Закон равномерного распределения энергии по степеням свободы (закон Больцмана)

Закон о равнораспределении энергии по степеням свободы утверждает, если система частиц находится в состоянии термодинамического равновесия, то средняя кинетическая энергия хаотического движения молекул, приходящаяся на 1 степень свободы *поступательного и вращательного* движения, равна $\frac{1}{2}kT$.

Следовательно, молекула, имеющая i степеней свободы, обладает энергией

$$\bar{E}_k = \frac{i}{2} kT,$$

k – постоянная Больцмана, T – абсолютная температура газа.

Внутренняя энергия U идеального газа – это сумма кинетических энергий всех его молекул.

Находим внутреннюю энергию U_0 одного моля идеального газа. $U_0 = \bar{E}_k N_A$, где \bar{E}_k – средняя кинетическая энергия одной молекулы газа, N_A – число Авогадро (число молекул в одном моле). Постоянная Больцмана $k = \frac{R}{N_A}$. Тогда:

$$U_0 = \bar{E}_k N_A = \frac{i}{2} k T N_A = \frac{i}{2} \frac{R}{N_A} T N_A = \frac{i}{2} R T.$$

Если газ имеет массу m , то $\frac{m}{\mu}$ – число молей, где μ – масса моля, и внутренняя энергия газа выражается формулой:

$$U = \frac{m}{\mu} \frac{i}{2} R T.$$

Внутренняя энергия идеального газа зависит только от температуры газа. Изменение внутренней энергии идеального газа определяется изменением температуры и не зависит от процесса, при котором это изменение произошло.

Изменение внутренней энергии идеального газа:

$$\Delta U = \frac{m}{\mu} \frac{i}{2} R \Delta T,$$

где ΔT – изменение температуры.

Закон равномерного распределения энергии распространяется на колебательное движение атомов в молекуле. На колебательную степень свободы приходится не только кинетическая энергия, но и потенциальная, причём среднее значение кинетической энергии, приходящейся на одну степень равно среднему значению потенциальной энергии, приходящемуся на одну степень свободы и равно $\frac{1}{2} kT$.

Следовательно, если молекула имеет число степеней свободы $i = i_{\text{поступат.}} + i_{\text{вращат.}} + i_{\text{колеб.}}$, то средняя суммарная энергия молекулы: $\frac{i}{2} kT$, а внутренняя энергия газа массы m :

$$U = \frac{m}{\mu} \frac{i}{2} RT.$$

Внутренняя энергия является функцией состояния системы.

Функция состояния системы – функция, однозначно описывающая состояние системы. Её изменение не зависит от пути перехода системы из одного состояния в другое, а только от начального и конечного состояния.

При взаимодействии термодинамической системы с внешней средой её внутренняя энергия изменяется.

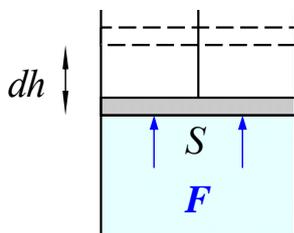
$$\Delta U = U_2 - U_1,$$

$$\Delta U = \frac{i}{2} \frac{m}{M} R(T_2 - T_1).$$

Изменение внутренней энергии системы возможно в результате совершения системой (или над системой) работы или вследствие подведения к системе тепла. Следовательно, возможны два способа изменения внутренней энергии:

1. процесс совершения работы,
2. теплопередача (теплопроводность, конвекция, излучение).

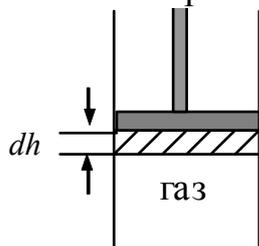
16.2. ЭЛЕМЕНТАРНАЯ РАБОТА. РАБОТА ИДЕАЛЬНОГО ГАЗА ПРИ ИЗОПРОЦЕССАХ



Принято считать, что если система совершает работу против действия внешних сил, то эта работа положительная.

Если внешние силы совершают работу над системой, то работа отрицательная.

Рассмотрим идеальный газ, находящийся под поршнем в цилиндре.



Газ расширяется, и поршень поднимается на бесконечно малую высоту dh . Силу F , действующую со стороны газа на поршень, находим по формуле:

$$F = P S,$$

где P – давление газа на поршень, S – площадь поршня. Бесконечно малую работу, совершаемую

газом, можно найти по формуле:

$$dA = Fdh = PSdh = PdV,$$

где dV – бесконечно малое изменение объёма газа. Окончательно:

$$dA = PdV.$$

Элементарной работой газа называется величина $\delta A = PdV$. Это выражение остается справедливым для элементарной работы произвольной физически однородной и изотропной термодинамической системы в равновесном процессе.

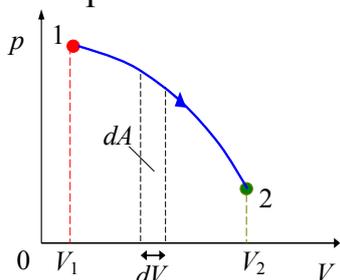
Работа A_{12} термодинамической системы в равновесном процессе перехода из начального состояния с объёмом V_1 в конечное состояние с объёмом V_2 (работа в конечном процессе) вычисляется интегрированием.

При конечном изменении объёма газа от V_1 до V_2 работа:

$$A = \int_{V_1}^{V_2} PdV.$$

Изобразим процесс перехода системы из начального состояния 1 в конечное состояние 2, построив график зависимости $P(V)$. Элементарная работа $\delta A = PdV$ численно равна площади прямоугольника с длинами сторон P и dV .

Работа в конечном процессе, когда объём изменяется от V_1 до V_2 , работа равна площади фигуры, ограниченной отрезком $[V_1, V_2]$ оси абсцисс, соответствующим этому отрезку участком графика функции $P(V)$ и проходящими через концы отрезка $[V_1, V_2]$ параллельными оси ординат прямыми.



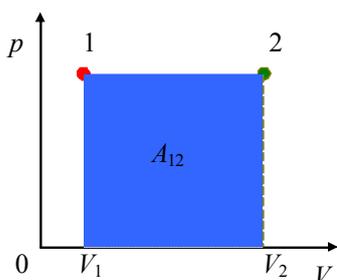
Работа — это мера изменения внутренней энергии системы в процессе совершения работы.

Работа является функцией процесса, но не является функцией состояния.

Работа идеального газа при изопроцессах

Вычислим работу идеального газа при изопроцессах.

I) Рассмотрим изобарический процесс.

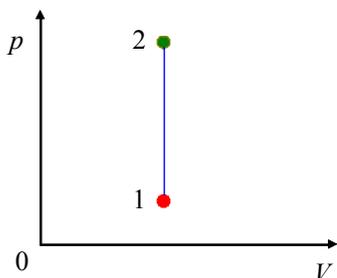


При изобарическом процессе $P = const$. Если в результате этого процесса объём газа изменился от V_1 до V_2 , то работа газа равна:

$$A_{12} = \int_{V_1}^{V_2} PdV = P \int_{V_1}^{V_2} dV = P(V_2 - V_1);$$

$$A_{12} = P(V_2 - V_1).$$

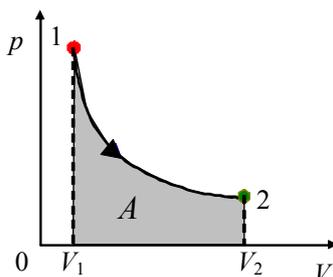
Построим график процесса в координатах P, V . Работа A графически выражается площадью заштрихованного прямоугольника.



II) Рассмотрим изохорический процесс. При изохорическом процессе $V = const$ и изменение объёма газа $dV = 0$ равно нулю. Следовательно, согласно формулам работа газа при термодинамическом процессе получаем A при изохорическом процессе равной нулю.

III) Рассмотрим изотермический процесс. При изотермическом процессе $T = const$ и внутренняя энергия газа

$$U = \frac{m}{\mu} \frac{i}{2} RT = const.$$



Изменение внутренней энергии $\Delta U = 0$, так как $\Delta T = 0$.

Если в результате этого процесса объём газа изменился от V_1 до V_2 , то работа газа равна:

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

Но здесь $P \neq const$. Найдём давление P из уравнения Менделеева-Клапейрона:

$$P = \frac{m}{\mu} \frac{RT}{V}.$$

Тогда

$$dA = \frac{m}{\mu} RT \frac{dV}{V}, \text{ и}$$

$$A_{12} = \int_{V_1}^{V_2} \frac{m}{\mu} RT \frac{dV}{V} = \frac{m}{\mu} RT \ln \frac{V_2}{V_1}.$$

Итак, при изотермическом процессе:

$$A = \frac{m}{\mu} RT \ln \frac{V_2}{V_1}.$$

Строим график процесса в координатах P, V .

Работа A графически выражается заштрихованной площадью под изотермой.

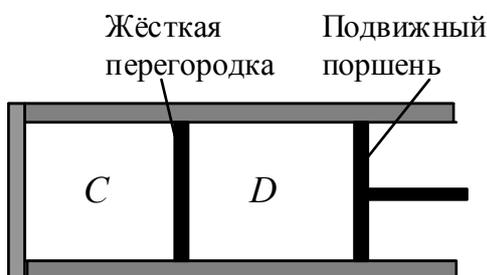
16.3. ТЕПЛООБМЕН И КОЛИЧЕСТВО ТЕПЛОТЫ

Теплообменом называется процесс передачи внутренней энергии от одного тела к другому, не сопровождаемый совершением макроскопической работы.

Количеством теплоты Q называется внутренняя энергия, полученная термодинамической системой путем теплообмена, то есть без совершения над системой макроскопической работы.

16.4. ПЕРВОЕ НАЧАЛО ТЕРМОДИНАМИКИ

Рассмотрим газ в теплоизолированном цилиндре (теплоизолированную термодинамическую систему). Цилиндр разделен жесткой теплопроводящей перегородкой на два отсека C и D . Объем отсека C поддерживается постоянным, над этой частью газа не может быть совершена работа. Объем отсека D может меняться при помощи подвижного поршня. За счет теплопроводящей перегородки отсеки могут обмениваться внутренней энергией.



Если в результате совершения над системой $C+D$ внешними силами работы $A_{12}^{внеш}$, система перешла из произвольного состояния 1 в произвольное состояние 2, то при этом изменилась внутренняя энергия системы. Тогда

Если в результате совершения над системой $C+D$ внешними силами работы $A_{12}^{внеш}$, система перешла из произвольного состояния 1 в произвольное состояние 2, то при этом изменилась внутренняя энергия системы. Тогда

$$A_{12}^{внеш} = U_2^{C+D} - U_1^{C+D} = U_2^C + U_2^D - U_1^C - U_1^D.$$

Тогда $U_1^C - U_2^C = U_2^D - U_1^D - A_{12}^{внеш}$, изменение внутренней энергии газа в отсеке C произошло за счет теплообмена без совершения работы и равно количеству теплоты Q , полученному газом через жесткую перегородку. Обозначим $U_2^D - U_1^D = \Delta U$ изменение внутренней энергии газа в отсеке D . Тогда получим:

$Q = \Delta U - A_{12}^{внеш}$. Это равенство является математическим выражением **первого начала термодинамики**. Оно подразумевает, что полученное термодинамической системой количество теплоты Q равно при-

ращению её внутренней энергии ΔU за вычетом работы над системой внешних сил $A_{12}^{внеш}$.

Если переход системы из состояния 1 в состояние 2 является равновесным, то $A_{12}^{внеш} = -A$, где A – работа системы против внешних сил. В таком случае

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

Это выражение представляет собой интегральную форму записи первого начала термодинамики.

Равенство подразумевает, что полученное термодинамической системой в равновесном процессе количество теплоты Q идет на приращение его внутренней энергии ΔU и совершение работы над внешними телами.

Для бесконечно малого (элементарного) равновесного процесса уравнение принимает вид: $\delta Q = \Delta U + \delta A = dU + PdV$.

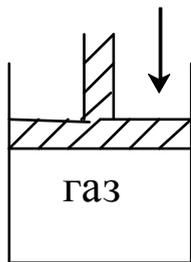
Это выражение представляет собой дифференциальную форму записи первого начала термодинамики.

Первое начало термодинамики – это закон сохранения и превращения энергии.

I начало термодинамики – частный случай всеобщего закона сохранения энергии: $\sum E_i = const$, полная энергия замкнутой системы может изменяться только качественно, количественно оставаясь неизменной.

Таким образом, первое начало термодинамики является фундаментальным постулатом, утверждающим собой закон сохранения энергии. Оно устанавливает закон взаимопревращения теплоты, энергии и работы. За всю историю развития науки не обнаружено опытных фактов, которые противоречили бы этому постулату.

Дифференциальная форма записи закона подчеркивает важные свойства теплоты, энергии и работы. Обратим на это внимание.

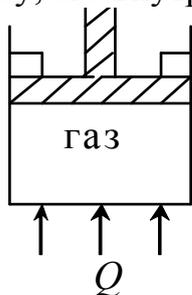


Внутренняя энергия термодинамической системы (или тела) – это сумма всех видов энергии (энергии теплового движения атомов или молекул, потенциальная энергия их взаимодействия и т.п.), заключающихся в данной системе, за исключением энергии, которой система обладает в результате взаимодействия с другими телами. Внутреннюю энергию можно изменить двумя способами.

1. Газ находится под поршнем. Вдвигая поршень, совершаем работу.

Газ сжимается и нагревается, его внутренняя энергия изменяется. Совершение работы – первый способ изменения внутренней энергии тела.

2. Но можно изменить внутреннюю энергию тела и другим способом, не совершая работы A , а только подводя к телу тепло. Газ находится под поршнем. Пусть поршень закреплён. При подведении тепла к газу, его внутренняя энергия меняется.



Подведение некоторого количества теплоты – второй способ изменения внутренней энергии тела. Но тогда теплота и работа должны быть эквивалентными формами передачи энергии.

Работа – способ передачи энергии. В процессе работы происходит переход энергии из одного вида энергии в другой.

Теплота – тоже способ передачи энергии.

Внутренняя энергия U является функцией состояния системы (или тела, если система состоит из одного тела). Это означает, что U однозначно определяется термодинамическим состоянием тела, т.е. каждому состоянию тела соответствует одно значение U .

Если тело в состоянии 1 имеет энергию U_1 , а в состоянии 2 – энергию U_2 , то изменение энергии $\Delta U = U_2 - U_1$ не зависит от того, каким путём совершается переход из одного состояния в другое. Следовательно, бесконечно малое изменение dU внутренней энергии является полным дифференциалом (формула $\delta Q = \Delta U + \delta A = dU + PdV$).

Количества теплоты и работы зависят от пути перехода системы из начального в конечное состояние, они не являются функциями состояния системы, их бесконечно малые изменения δQ и δA не являются полными дифференциалами, что подчёркивается в записи этих величин в формуле $\delta Q = \Delta U + \delta A = dU + PdV$.

В дальнейшем для записи первого начала термодинамики будут использоваться формулы $Q = \Delta U + A$ и $\delta Q = \Delta U + \delta A = dU + PdV$. В СИ количество теплоты, энергия и работа измеряются в джоулях (Дж).

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Каким методом изучения явлений пользуются в термодинамике?
2. Напишите математическую формулировку первого начала термодинамики. Что такое ΔU , ΔA , ΔQ ?

3. Что называется числом степеней свободы?
4. Сколько степеней свободы имеет одноатомный газ? Двухатомный? Трехатомный?
5. Что называется внутренней энергией идеального газа?
6. Напишите, чему равно изменение внутренней энергии идеального газа.
7. Чему равна работа идеального газа при изобарическом процессе? При изохорическом? При изотермическом?