

Лекция 12

Понятия и постулаты термодинамики

Эпиграф к термодинамике



Это хорошо, Ватсон,
что Вы меня
просветили, но я
должен это
немедленно забыть.
Зачем держать в
голове лишние
знания?

*Артур Конан Дойль,
Рассказы о Шерлоке
Холмсе*

Возникновение термодинамики

- Термодинамика, как наука зародилась в позапрошлом веке, как наука о тепловых процессах. Основоположником данной науки является Сади Карно. Замечательно название его единственной опубликованной работы: «Размышления о движущей силе огня и о машинах, способных развивать эту силу».



Николя Леона́р Саді́ Карно́ ([фр.](#) *Nicolas Léonard Sadi Carnot*); [1 июня 1796](#) — [24 августа 1832](#)),

- В [1824 году](#) вышла первая и единственная работа Сади Карно — «Размышления о движущей силе огня и о машинах, способных развивать эту силу» (*Réflexions sur la puissance motrice du feu et sur les machines propres à développer cette puissance*). Эта работа считается основополагающей в [термодинамике](#). В ней был произведён анализ существовавших в то время паровых машин, и были выведены условия, при которых [КПД](#) достигает максимального значения (в паровых машинах того времени КПД не превышал 2 %). Помимо этого там же были введены основные понятия термодинамики: идеальная тепловая машина (см. [тепловая машина](#)), идеальный цикл (см. [цикл Карно](#)), обратимость и необратимость термодинамических процессов



Развитие термодинамики

- Развитие термодинамики шло параллельно со становлением молекулярной физики. Эти разделы физической науки дополняли и обогащали друг друга. Накопленный и обобщенный термодинамикой экспериментальный (эмпирический) материал служил фундаментом для построения представлений и теорий молекулярной физики. В свою очередь молекулярная физика увязывала термодинамические понятия с механикой и другими разделами физики, создавая таким образом единую физическую картину мира.

Исходные понятия термодинамики

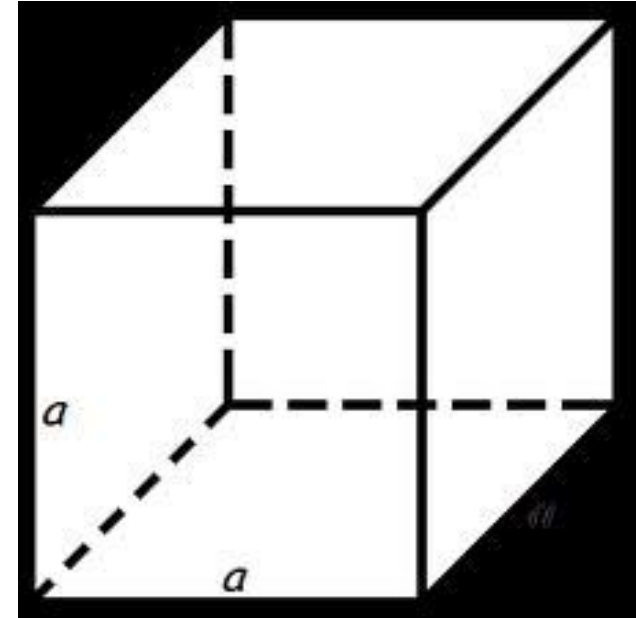
- С точки зрения учения об атомах и молекулах термодинамическая система – любое твердое, жидкое или газообразное тело – состоит из огромного количества частиц. Например, в одном кубическом сантиметре воздуха при нормальных условиях содержится около $2.7 \cdot 10^{19}$ молекул. Попытки описания этой системы методами механики явно бессмысленны. Но с другой стороны представление о теле как о системе огромного числа частиц делает более понятным основной постулат или, как говорят, общее начало термодинамики. Оно гласит: каким бы не было состояние изолированного тела оно неизбежно придет к равновесному состоянию при котором прекратятся все макроскопические процессы.

Параметры системы

- Опыт показывает, что состояние термодинамической системы характеризуется небольшим набором параметров. Для примера, определим эти параметры для газа, точнее – для идеального газа. С точки зрения молекулярной физики идеальный газ – это газ материальных точек, не имеющих размера, хаотически двигающихся и обменивающихся импульсами друг с другом и со стенками. С точки зрения термодинамики – это система, состояние которой описывается тремя параметрами: давлением, объемом и температурой. Эта модель в силу ее простоты полезна для понимания принципов термодинамики, и мы будем ею широко пользоваться

Параметры идеального газа - Объем

- Объем – область пространства, которую занимает газ – обычно обозначают значком V и измеряют в м^3 . Однако в обычной жизни, в справочниках и в литературе используют также литр, который соответствует объему куба с ребром 10 см.



Параметры идеального газа - Давление

- С точки зрения молекулярной физики давление – это импульс, который передают молекулы газа стенкам в единицу времени. С точки зрения – термодинамики – сила, с которой газ действует на единицу площади. Обычно давление обозначают буквой P . С его единицами измерения ситуация довольно сложная. Атмосфера, техническая атмосфера, паскаль, бар, торр, мм.рт.ст., все это используемые единицы давления.



Давление – Единицы измерения

- В международной системе единиц СИ давление измеряется в ньютонах на метр квадратный, $\frac{\text{Н}}{\text{м}^2}$ единица измерения получила название паскаль в честь известного французского физика Паскаля, $1 \frac{\text{Н}}{\text{м}^2} = 1$ паскаль. Одна атмосфера составляет $1,01325 \cdot 10^5$ паскалей



Давление – Единицы измерения

- Миллиметр ртутного столба (русское обозначение: мм рт. ст.; международное: mm Hg) — внесистемная [единица измерения давления](#), равная $101\,325 / 760 \approx 133,322\,368$ Па; иногда называется «торр» (русское обозначение — *торр*, международное — Torr) в честь [Эванджелиста Торричелли](#).
- В [Российской Федерации](#) миллиметр ртутного столба допущен к использованию в качестве внесистемной единицы без ограничения срока с областью применения «[медицина](#), [метеорология](#), авиационная навигация»^[1]. [Международная организация законодательной метрологии](#) (МОЗМ) в своих рекомендациях относит миллиметр ртутного столба к единицам измерения, «которые могут временно применяться до даты, установленной национальными предписаниями, но которые не должны вводиться, если они не используются»^[1].



Параметры идеального газа - Температура

- Молекулярно-кинетическая теория усмотрела глубокую аналогию между средней кинетической энергией хаотического (или теплового – эти слова, что характерно, стали в этом контексте почти синонимами) движения молекул и температурой. Если два тела с разной температурой привести в контакт, то рано или поздно их температуры станут равными. Ровно то же самое произойдет со средней энергией двух систем хаотически движущихся частиц, если так или иначе позволить им обмениваться энергией: средние энергии будут выравниваться. Это наблюдение позволило высказать гипотезу о том, что температура пропорциональна средней кинетической энергии молекул

Температура – Шкала Цельсия

- По шкале Цельсия температура замерзания воды при давлении в 1 атм практически равна 0 С. Точка кипения воды, выбранная Цельсием в качестве второй реперной точки со значением, по определению равна 100°С. Шкала Цельсия очень удобна с практической точки зрения, поскольку вода очень распространена на нашей планете и на ней основана наша жизнь. Ноль Цельсия — особая точка для метеорологии, поскольку связана с замерзанием атмосферной воды. Шкала предложена [Андерсом Цельсием](#) в 1742.

Температурные шкалы

- Мы пользуемся шкалой **Цельсия**
- 0° – температура плавления льда
- 100° – температура кипения воды



The diagram shows a vertical thermometer with a scale from -20 to 140 degrees Celsius. Two callout boxes point to specific temperatures: one at 0°C, labeled 'температура плавления льда' (melting point of ice), and another at 100°C, labeled 'температура кипения воды' (boiling point of water). The 100°C callout also includes a small illustration of a water molecule (H₂O).

Температура – Шкала Кельвина

- В 1806 году французский физик и химик Гей-Люссак установил эмпирический закон, по которому зависимость давления газа от температуры, измеренной по шкале Цельсия, при постоянном объеме выражается как $P = P_0(1 + \alpha T)$. Коэффициент α оказался равным $1/273,15$. Если считать, что температура пропорциональна кинетической энергии молекул, то при нулевой энергии движение молекул должно остановиться, и, следовательно, должно обратиться в нуль и давление – импульс, передаваемый молекулами стенкам сосуда. Из закона Гей-Люссака следует, что это произойдет при температуре $-273,15$ градусов по шкале Цельсия. Естественно было принять эту температуру за ноль отсчета абсолютной температуры. Эту температурную шкалу предложил Вильям Томпсон (лорд Кельвин). В честь его эта шкала называется шкалой Кельвина, а ее градус – градусом Кельвина или просто Кельвином, и ее градус имеет обозначение K .

Температура и энергия

Для одноатомной молекулы средняя энергия молекулы $\langle E \rangle$ связана с температурой T следующим образом:

$$\langle E \rangle = \frac{3}{2} kT,$$

где $k = 1,38 \cdot 10^{-23} \frac{\text{Дж}}{\text{К}}$ – константа Больцмана.

Для линейной и в частности двухатомной молекулы

$$\langle E \rangle = \frac{5}{2} kT.$$

Для трехмерной молекулы

$$\langle E \rangle = 3kT.$$

Эти законы безусловно выполняются для идеальных газов, их использование для реальных газов при не очень больших давлениях, чаще всего дает вполне приемлемую точность описания поведения последних.

Моль вещества

- Модем вещества называют количество вещества, содержащее количество частиц равное количеству атомов в 12 граммах изотопа углерода C^{12} . Это число называют числом Авогадро (N_A). Оно равно $6,022 \cdot 10^{23}$. Столько же атомов содержится в 1 грамме атомарного водорода H или молекул в двух граммах молекулярного водорода H_2 , или частиц любого вещества в количестве, равном в граммах его атомарному или молекулярному весу. Так моль молекулярного кислорода O_2^{16} содержится в 32 граммах, моль воды H_2O – в 18 граммах и т.д. Число молей обозначают значком ν (греческая буква ню).

Термическое уравнение состояния

В самом общем виде термическим уравнением состояния называется функциональная зависимость

$$f(P, V, T) = 0,$$

связывающая параметры системы – давление, объем и температуру. Для идеального газа уравнение состояния выглядит следующим образом:

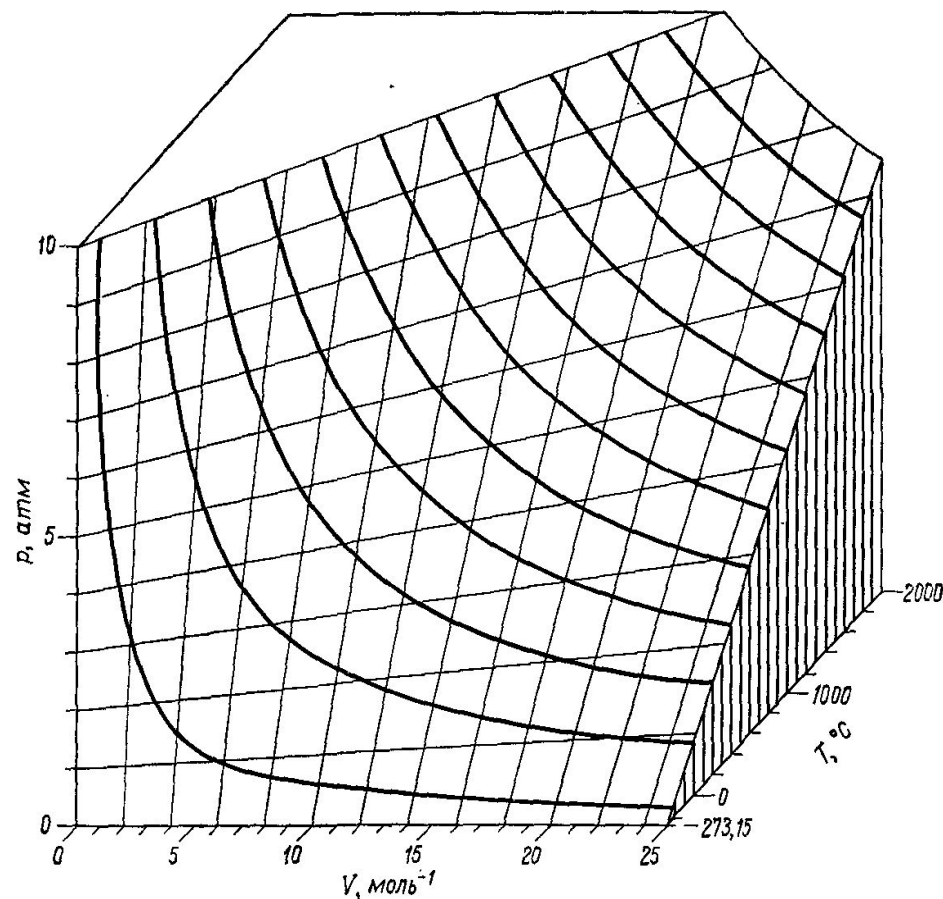
$$PV = \nu RT,$$

где $R = kN_A = 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$. Его впервые получил опытным путем Клапейрон в 1842 году. Разделив обе на объем и заметив, что произведение νN_A равно количеству частиц в рассматриваемом объеме, мы можем записать уравнение состояния в виде

$$P = nkT$$

Функции состояния

- Параметры P , V и T называют функциями состояния. В термодинамическом смысле это означает, что задание хотя бы двух из них полностью характеризует состояние системы. В математическом смысле это означает, что любой из них является однозначной функцией двух других. В геометрическом смысле функция двух переменных представляет собой поверхность.



Равновесные и неравновесные процессы

- Классическая термодинамика рассматривает только такие изменения состояния системы, в которых начальное и конечное состояния являются равновесными. Это означает, что в газе, например, отсутствуют области сжатия или разрежения, о которых мы говорили в лекции 11, что температура во всех точках газа одинакова и т.д. Промежуточные состояния могут быть любыми, в том числе неравновесными. Изменения в системе могут происходить сами по себе или под действием других систем.
- Самопроизвольный переход системы в равновесное состояние называется релаксацией, а время, затраченное на такой переход – временем релаксации. Релаксационные процессы – это процессы выравнивания. Они относятся к неравновесным процессам.

Равновесные и неравновесные процессы

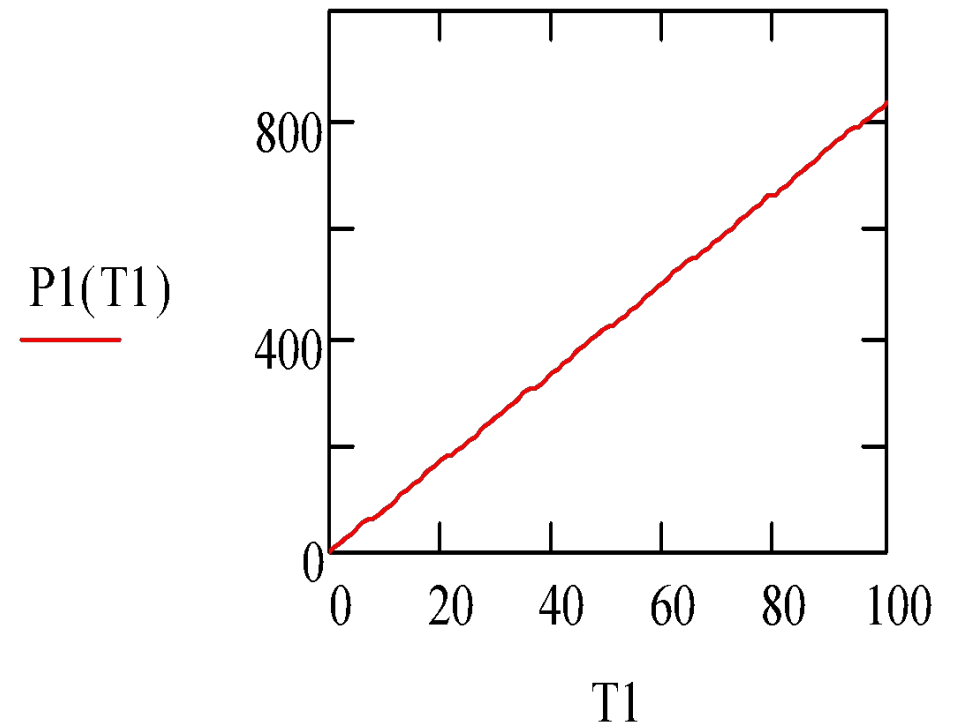
- Процесс называется равновесным или квазистатическим, если все параметры системы изменяются так, что система все время находится в равновесных состояниях. Другими словами, если изменение внешних параметров (например, давления) происходит настолько медленно, что в системе каждый момент времени успевает установиться равновесное состояние, то процесс будет равновесным. Пусть Δt – характерное время изменения внешних параметров, а τ – время релаксации. Чтобы процесс можно было считать равновесным, должно выполняться условие $\Delta t \gg \tau$. При его выполнении система будет проходить через непрерывную последовательность равновесных состояний.
- Эта цепочка состояний может быть пройдена в обратном направлении, и в этом смысле равновесный процесс обратимый. Неравновесные процессы являются необратимыми.

Квазистатические процессы для идеального газа

- Для того, чтобы сделать производимые над газом процессы более наглядными часто используют так называемые P - V , P - T и T - V диаграммы. Мы тоже будем иллюстрировать наши рассуждения с их помощью.

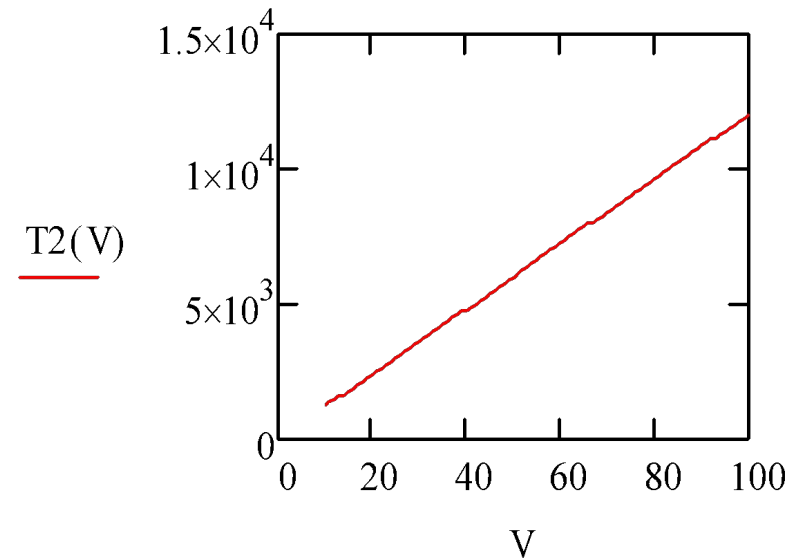
Изохорический процесс

- Так называются нагрев или охлаждение газа при постоянном объеме. На P - V диаграмме он отображается вертикальной линией. P - T диаграмма этого процесса



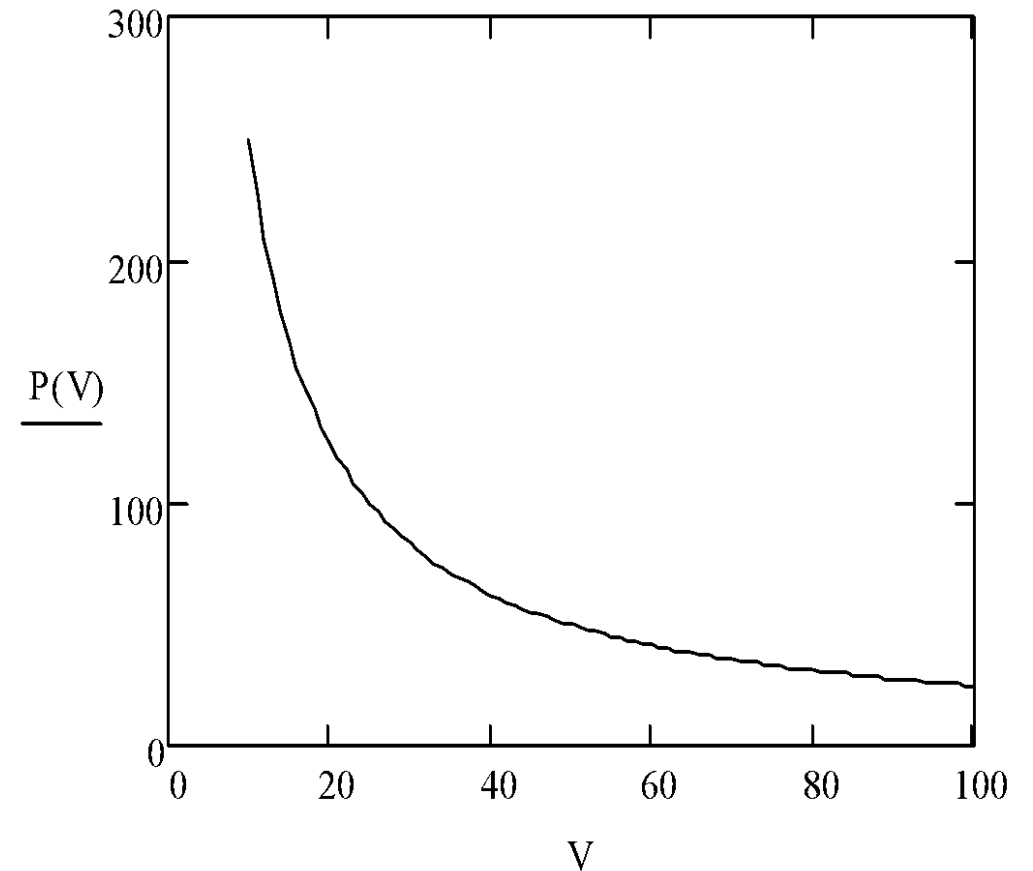
Изобарический процесс

- В этом процессе газ расширяется или сжимается при постоянном давлении. P - V диаграмме он отображается горизонтальной линией. T - V диаграмму процесса можно увидеть на рисунке. В соответствии с уравнением состояния в этом случае температура линейно зависит от объема.



Изотермический процесс

- Изотермическим процессом называют квазистатическое расширение или сжатие газа при постоянной температуре. Зависимость давления от объема, как следует из уравнения состояния, в данном случае гиперболическая.



Первое начало термодинамики

Закон сохранения энергии в приложении к тепловым процессам называют первым началом термодинамики. Его математическое выражение в дифференциальной форме выглядит следующим образом:

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

что означает: теплота, переданная системе равна изменению ее внутренней энергии и работе, совершенной системой. Остановимся на этом вопросе подробнее.

Теплота

- Левая часть этого уравнения - δQ – обозначает тепло (бесконечно малую порцию тепла), переданное системе или отведенное от нее. С точки зрения молекулярно-кинетической теории δQ – это энергия хаотического движения молекул, переданная термодинамической системе через контакт с более нагретым телом, путем трения, химической реакции и т.д. Сам факт признания, что «тепло» есть не что иное, как энергия был одним из важнейших достижений науки 19 века. Этому способствовал знаменитый опыт Джоуля, установивший механический эквивалент единицы измерения тепла – калории.

Теплота

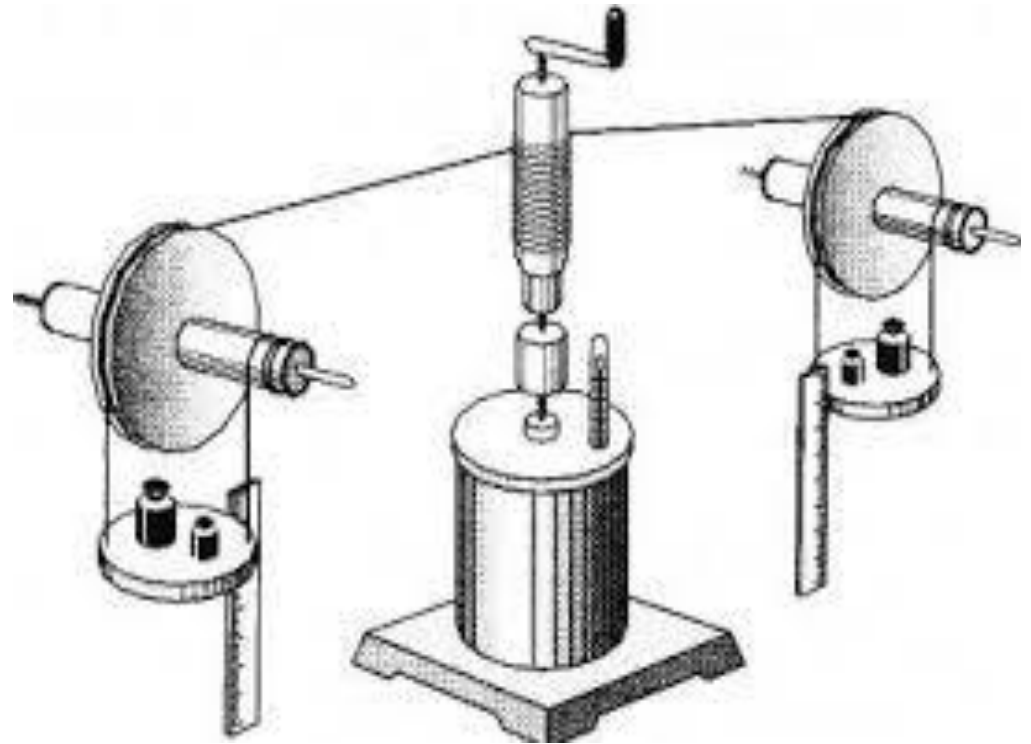
- Первым термин «калория» применил шведский физик [Иоганн Вильке](#) (1732—1796). Калория определяется, как количество теплоты, необходимое для нагревания 1 [грамма воды](#) на 1 [кельвин](#) при [стандартном атмосферном давлении](#) 101 325 [Па](#). В [Российской Федерации](#) калории допущены к использованию в качестве внесистемных единиц без ограничения срока с областью применения «промышленность». В то же время [Международная организация законодательной метрологии](#) (МОЗМ) относит калорию к таким единицам измерения, «которые должны быть изъяты из обращения как можно скорее там, где они используются в настоящее время, и которые не должны вводиться, если они не используются»

Теплота

- Для справки: Под калорийностью, или энергетической ценностью, пищи подразумевается количество энергии, которое получает организм при полном её усвоении. Чтобы определить *полную* энергетическую ценность пищи, её сжигают в калориметре и измеряют тепло, выделяющееся в окружающую его водяную баню. Аналогично измеряют и расход энергии человеком: в герметичной камере калориметра измеряют выделяемое человеком тепло и переводят его в «сожжённые» калории — таким образом можно узнать *физиологическую* энергетическую ценность пищи. Подобным способом можно определить расход энергии на жизнедеятельность и активность для любого человека.

Теплота

- Схема опыта Джоуля представлена на рисунке. В теплоизолированном сосуде с водой вращаются лопасти мешалки, приводимой в движение опускающимися грузами, которые подвешены на шнурах, перекинутых через блоки. Вращающиеся лопасти, увлекая воду, вызывают трение одних слоев воды о другие. При трении воды она и сосуд нагреваются; никаких других изменений ни вода, ни остальные части прибора не испытывают. Сила тяжести совершает работу, равную весу груза, умноженному на высоту, с которой он опускается. В начале и в конце опыта все части прибора находятся в покое, так что в результате опыта кинетическая энергия не изменяется. Таким образом, вся совершенная работа вызывает только нагрев воды и прибора, изменение температуры которого Джоулем учитывалось. По данным опыта определялась работа, которую нужно затратить, чтобы повысить температуру 1 г воды на 1°C .



Теплота

- Опыт Джоуля повторялся неоднократно. Бралась разные жидкости, разные сосуды и мешалки, результат был один и тот же: всегда из одного и того же количества работы получалось одно и то же количество теплоты. Таким образом был установлен механический эквивалент теплоты –

1 калория \approx 4,18 джоулей.

Внутренняя энергия

- Первое слагаемое в правой части (12.6) – dU – это дифференциал так называемой внутренней энергии. С молекулярной точки зрения – это сумма кинетической и потенциальной энергий образующих систему молекул. В частности, для одного моля одноатомного идеального газа в соответствии с (12.1) $U = \frac{3}{2}RT$, для двухатомного - $U = \frac{5}{2}RT$, для объемной молекулы - $U = 3RT$. Эти и подобные им выражения, устанавливающие связь между внутренней энергией и температурой, называют *калорическими уравнениями состояния*.

Внутренняя энергия

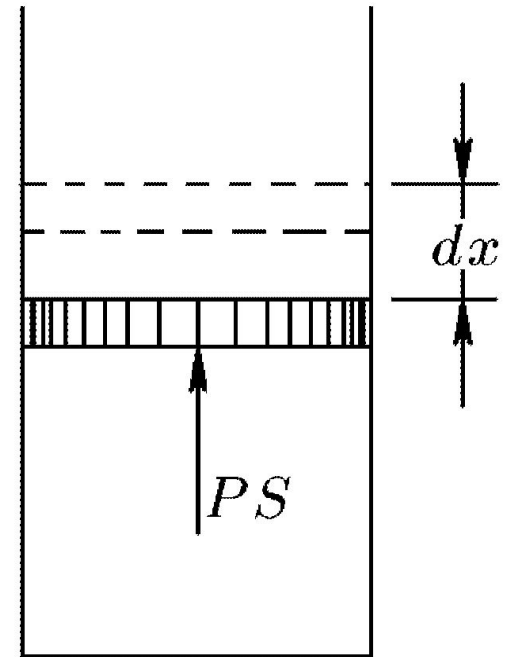
- Разница в «значках» при теплоте и внутренней энергии в неслучайна. Она отражает тот факт, что внутренняя энергия определяется состоянием системы и зависит только от ее параметров, а значит является функцией состояния. Следовательно, dU – дифференциал функции двух переменных (например, объема и температуры). Для идеального газа внутренняя энергия является функцией только температуры. Привносимая же в систему извне теплота, естественно, не может определяться параметрами системы. Это же относится и к работе, которую выполняется над внешней средой и не может не зависеть от ее характеристик. Поэтому для малых величин теплоты и работы употребляется значок δ . Иногда говорят, что тепло и работа являются функциями процесса (а не функциями состояния).

Работа

- Второе слагаемое отражает совершаемую системой или совершаемую над системой работу. Очевидно, что ее присутствие в законе сохранения энергии совершенно необходимо. Для идеального газа вычислить бесконечно малую или элементарную работу δA можно из следующих соображений.

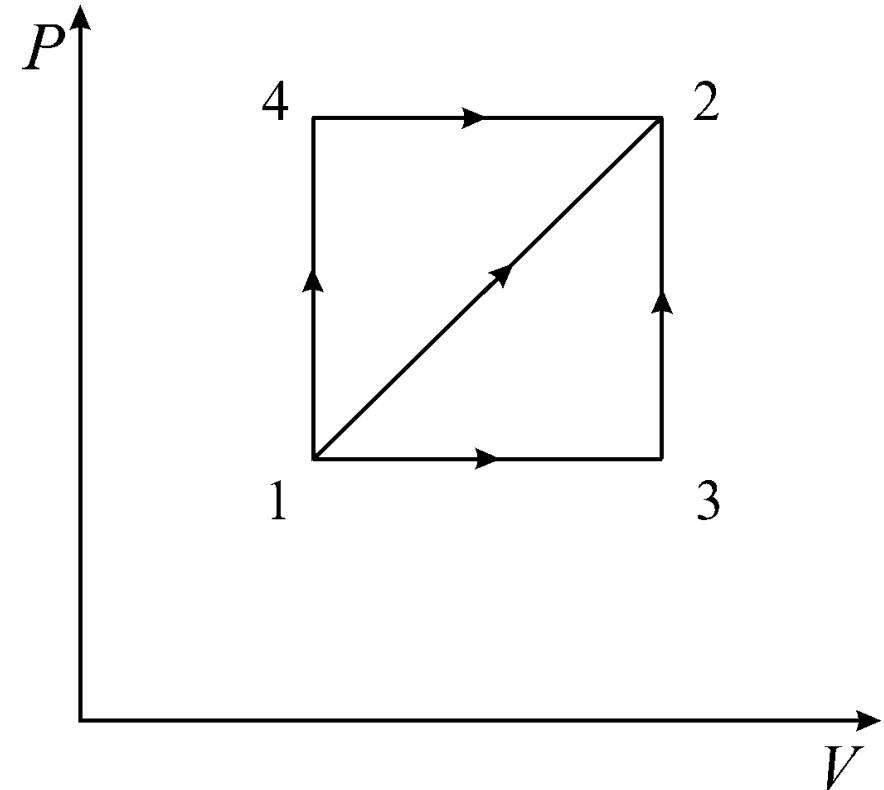
Работа

- Поместим мысленно в цилиндрический сосуд с поршнем некоторое количество газа. Оказывая давление на поршень, газ начнет совершать положительную работу $\delta A = F dx = PS dx = P dv$. Тот же результат мы получим рассматривая расширение газа в эластичной оболочке произвольной формы. Если газ сжимается, то его работа отрицательна $\delta A < 0$, если расширяется, то $\delta A > 0$.



Работа

- Очевидно, что работа газа зависит от внешних условий, или как говорят, от процесса. Для примера на рис. на P - V диаграмме приведены три варианта процесса, переводящего идеальный газ из состояния 1 в состояние 2. Легко видеть, что работа A совершенная газом в этих процессах разная $A_{142} > A_{12} > A_{132}$.



Теплоемкость

Пусть к системе квазистатически подводится количество теплоты δQ . Этот подвод осуществляется с помощью такого процесса, который, сохраняя постоянной некую величину x , увеличивает температуру системы на dT . Величину

$$c_x = \frac{\delta Q}{dT}$$

Теплоемкость определяет количество теплоты, необходимое для изменения температура на 1 К. Когда масса тела равна единице, теплоемкость называют удельной. Часто используют молярную теплоемкость. Так называют теплоемкость одного моля.

Так как величина δQ зависит от процесса, то теплоемкость тоже зависит от процесса. Определим теплоемкость идеального газа для изохорического, изобарического и изотермического процессов.

Теплоемкость изохорического процесса

В этом случае $dV = 0$, соответственно $\delta A = p dV = 0$. Отсюда

$$c_V = \frac{dU + p dv}{dt} = \frac{dU}{dt}.$$

Для моля одноатомного газа $c_V = \frac{3}{2} R$,

для двухатомного - $c_V = \frac{5}{2} R$,

для объемных молекул $c_V = 3R$.

Теплоемкость изобарического процесса

В этом случае давление $p = const$. Теплоемкость найдем с помощью первого начала термодинамики

$$c_p = \frac{dU}{dT} + p \frac{dV}{dT} = c_V + p \frac{dV}{dT}.$$

Из уравнения состояния с учетом постоянства давления имеем

$$dV = R \frac{dT}{p}.$$

окончательно получаем

$$c_p = c_V + R.$$

Это выражение называется соотношением Майера.

Фон Майер, Юлиус Роберт

Из этих трех гигантов Майер был первым, кому удалось прийти к этому закону, и последним, чья деятельность была признана. Его жизнь была наиболее драматичной. Ослепляющая вспышка гениального предвидения озарила его, двадцатипятилетнего немецкого корабельного врача, однажды вблизи Явы, когда он заметил, что венозная кровь у оперируемого больного оказалась необыкновенно ярко-красной. Майер предположил, что это может быть связано с созданной Лавуазье теорией окисления крови у животных. Из этой теории следовало, что в тропических зонах процесс окисления крови может происходить медленнее из-за уменьшения скорости теплообмена организма животного с окружающей средой. Обобщение этого наблюдения привело Майера к идее об эквивалентности тепла и механической работы. Следующие три года после этого путешествия Майер работал дома как врач, отдавая все свободное время завершению своей первой работы по сохранению энергии: «*Bemerkungen über die Kräfte der unbelebten Natur*». Эта работа была послана в журнал «*Poggendorf Annalen*», но никогда не была там опубликована. В 1842 г. Либиг опубликовал ее в своем журнале «*Annalen der Chemie und Pharmacie*», где в течение многих лет она оставалась незамеченной.

До 1851 г. Майер написал четыре статьи. В течение этих лет необыкновенно напряженной работы он не занимался ничем, кроме своей теории. В 1852 г. он заболел психическим расстройством и попал в больницу. Через два года он вышел оттуда, но уже никогда более не возвращался к научной деятельности.



Теплоемкость изотермического процесса

- В этом случае $dT = 0$, а $\delta Q \neq 0$. Все подведенное тепло расходуется на работу, внутренняя энергия не меняется. Поэтому теплоемкость изотермического процесса равна бесконечности.

Адиабатический процесс

- Термодинамические процессы, которые идут без подвода или отвода тепла называют адиабатическими. Примером может служить сжатие газа в теплоизолирующей оболочке, которую будем называть адиабатической. Кривую $P(V)$ на диаграмме PV в этом случае называют адиабатой.

Адиабатический процесс

- Найдем связь давления с объёмом для идеального газа в адиабатическом процессе.
- Первый закон термодинамики в этих условиях даст
 - $\delta Q = 0 = C_V dT + PdV$.
- Из уравнения состояния идеального газа
 - $PV = RT$ получим
 - $d(PV) = RdT$ или $dT = \frac{d(PV)}{R} = \frac{PdV + VdP}{R}$

Адиабатический процесс

- Подставив это выражение для dT в $c_V dT + PdV = 0$ получим

- $c_V \frac{PdV + VdP}{R} + PdV = 0.$

- Используя соотношение Роберта Майера

- $c_P - c_V = R$

- и скомбинировав члены уравнения, мы приходим к выражению

$$\frac{c_P}{c_P - c_V} PdV + \frac{c_V}{c_P - c_V} VdP = 0$$

Адиабатический процесс

Откуда

$$\frac{c_P}{c_V} P dV + V dP = 0.$$

Поделив на это выражение на PV и введя обозначение $\gamma = \frac{c_P}{c_V}$, получим дифференциальное уравнение

$$\gamma \frac{dV}{V} = - \frac{dP}{P},$$

решение которого приводит к

$$\gamma \ln V + \ln P = \text{const} \text{ или}$$

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

Адиабатический процесс

Это выражение называется уравнением адиабаты или уравнением Пуассона. Заменяя объём или давление и используя уравнение состояния $PV = RT$, мы получим также, что в адиабатическом процессе

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

или

$$T^{\gamma} P^{1-\gamma} = \text{const.}$$

Работа идеального газа в термодинамических процессах

- 1. При изобарическом процессе
 - $P = const,$
 - $A = \int_{V_1}^{V_2} P dV = P(V_2 - V_1).$
- 2. При изотермическом процессе
 - $T = const,$
 - $P = \frac{RT}{V},$
 - $A = \int_{V_1}^{V_2} \frac{RT}{V} dV = RT \ln \frac{V_2}{V_1}$

Работа идеального газа в термодинамических процессах

- 3. В изохорическом процессе $V = const$, $A = \int_{V_1}^{V_2} P dV = 0$.
- 4. При адиабатических процессах $PV^\gamma = P_0V_0^\gamma$ или $P = \frac{P_0V_0^\gamma}{V^\gamma}$. Тогда работа будет равна
- $A = \int_{V_1}^{V_2} \frac{P_0V_0^\gamma}{V^\gamma} dV = \frac{P_1V_1^\gamma}{1-\gamma} (V_2^{1-\gamma} - V_1^{1-\gamma}) = \frac{RT_1}{\gamma-1} \left(1 - \frac{T_2}{T_1}\right) = \frac{R}{\gamma-1} (T_2 - T_1) = c_V(T_2 - T_1) = dU$. То, что $A = c_V(T_2 - T_1) = \Delta U$ можно записать сразу, т.к. в адиабатическом процессе вся работа идет на увеличение внутренней энергии.

Политропические процессы

Рассмотренные выше процессы являются частными случаями более общего политропического процесса. Политропическими процессами называют процессы, которые идут при постоянной теплоёмкости. Тогда

$$c = \text{const},$$

и первый закон термодинамики запишется как

$$\delta Q = cdT = c_V dT + PdV$$

Полиτροπические процессы

Из уравнения состояния идеального газа

$$dT = \frac{d(PV)}{R} = \frac{PdV + VdP}{R}$$

и заменив на него dT в предыдущем выражении, после группировки мы получим

$$\frac{c - c_P}{c - c_V} PdV + VdP = 0.$$

Политропические процессы

- После интегрирования это даст $PV^n = const$.
- Показатель $n = \frac{c - c_p}{c - c_v}$ называют показателем политропы.
- Если $c = 0$, то $n = \frac{c_p}{c_v}$ - это адиабатический процесс.
- Если $c = \infty$, то $PV = const$ - это изотермический процесс.
- При $c = c_v$ то $V = const$ - изохорический процесс
- При $c = c_p$ $P = const$ - изобарический процесс.

До следующей лекции

