

Краткий терминологический словарь

Адиабатическим называется процесс, происходящий в условия теплоизоляции (без теплообмена со *средой*).

Барометрическая формула Лапласа дает зависимость давления от высоты: $p = p_0 \exp(-\mu gh/RT)$, где μ – молярная масса газа, h – высота, T – температура, p_0 – давление у поверхности Земли, $R = 8,31 \cdot 10^3$ Дж/кмоль·К – универсальная газовая постоянная. Таким образом, давление экспоненциально убывает с высотой. Формула выведена при условии постоянства температуры и однородности поля тяготения. Поэтому для реальной атмосферы выполняется лишь приближенно и при небольшом изменении высоты.

Вакуумом называется состояние разрежения, когда соударения молекул друг с другом немногочисленны по сравнению с соударениями со стенками сосуда. Степень разрежения зависит от соотношения среднего свободного пробега и линейных размеров сосуда.

Вакуумные насосы применяются для создания *вакуума*. Различают насосы предварительного вакуума (для создания давления порядка 10^{-3} мм рт. ст.) и насосы высокого вакуума (для создания давления порядка 10^{-7} мм рт. ст. и ниже).

Вечным двигателем второго рода называется устройство, превращающее в полезную работу все количество теплоты, полученное от нагревателя (без передачи некоторого количества теплоты холодильнику). Утверждение о невозможности вечного двигателя второго рода – одна из возможных формулировок *второго начала термодинамики*.

Вечным двигателем первого рода называется устройство, создающее энергию из ничего. Невозможность такого двигателя вытекает из *первого начала термодинамики* (закона сохранения энергии).

Внутренним трением называется возникновение силы трения между слоями жидкости или газа, движущимися с разными скоростями. Причиной внутреннего трения является хаотическое тепловое движение. См. также *Явления переноса*.

Внутренней энергией (U) называется общий запас энергии *системы* за вычетом кинетической энергии системы как целого и потенциальной энергии системы как целого во внешнем потенциальном поле. Внутренняя энергия *идеального газа* равна суммарной кинетической энергии молекул.

Существует свыше 20 формулировок второго начала термодинамики. Первая формулировка: теплота может самопроизвольно передаваться только от более нагретых тел к менее нагретым. Еще одна формулировка: в замкнутой (изолированной) системе при неравновесном *теплообмене энтропия* системы возрастает, достигая максимума при достижении системой равновесия. Второе начало указывает, таким образом, на направление процессов.

Фазы (агрегатные состояния) вещества находятся в динамическом равновесии, если количество молекул, переходящих из первой фазы во вторую в единицу времени, равно числу молекул, переходящих за то же время из второй фазы в первую. Равновесие может быть на границе «жидкость-пар», «твердое тело-жидкость» и «твердое тело-пар». Давление, соответствующее равновесию, зависит от температуры. См. также *Тройная точка*.

Диффузией называется процесс выравнивания концентраций соприкасающихся слоев жидкости или газа вследствие хаотического (теплого) движения молекул. Диффузия приводит к тому, что примеси в жидкости или газе распространяются от места их введения. См. также *Явления переноса*.

Закон Бойля-Мариотта утверждает, что для данной массы газа, при постоянной температуре, произведение давления на объем есть величина постоянная: $pV = \text{const}$.

Закон Гей-Люссака утверждает, что для данной массы газа, при постоянном давлении, объем газа прямо пропорционален абсолютной температуре: $(V_1/V_2) = (T_1/T_2)$.

Закон Гука выражает линейную зависимость между напряжениями и малыми деформациями в упругой среде. Английский ученый Р.Гук обнаружил (1660), что при растяжении стержня длиной l и площадью поперечного сечения S удлинение стержня Δl пропорционально растягивающей силе F . Еще одна форма записи закона Гука: $\sigma = E\varepsilon$, где $\sigma = F/S$ – нормальное напряжение в поперечном сечении, $\varepsilon = \Delta l/l$ – относительное удлинение стержня. Коэффициент

пропорциональности E называется модулем Юнга.

Закон Дальтона гласит: давление смеси химически не взаимодействующих газов равно сумме *парциальных давлений* отдельных компонентов.

Закон Дюлонга и Пти утверждает, что атомная теплоемкость химически простого кристаллического твердого тела одинакова для всех таких тел, не зависит от температуры и равна $c_a = 3R$, где $R = 8,31 \cdot 10^3$ Дж/кмоль·К – универсальная газовая постоянная. При низких температурах закон перестает выполняться, а при $T \rightarrow 0$ $c_a \rightarrow 0$. Объяснить указанное затруднение удалось квантовой теории теплоемкости (Эйнштейн, 1907; Дебай, 1914).

Закон Шарля утверждает, что для данной массы газа, при постоянном объеме, давление газа прямо пропорционально абсолютной температуре:

$$(p_1/p_2) = (T_1/T_2).$$

Идеальной называется тепловая машина, работающая по *циклу Карно*.

Идеальной холодильной машиной называется холодильная машина, работающая по обратному *циклу Карно*.

Идеальным газом называют систему, свойства которой описываются уравнением Клапейрона-Менделеева $pV = (m/\mu)RT$, где p – давление, V – объем, T – температура, m – масса, μ – масса одного киломоля, $R = 8,31 \cdot 10^3$ Дж/кмоль·К – универсальная газовая постоянная. С точки зрения молекулярно-кинетической теории идеальный газ – это газ, молекулы которого имеют нулевой собственный объем и не взаимодействуют на расстоянии. Реальный газ при условиях, близких к нормальным, можно приближенно считать идеальным.

Изобарическим называется процесс, происходящий при постоянном давлении ($p = \text{const}$).

Испарение это процесс *парообразования*, происходящий при любой температуре с поверхности жидкости.

Изотермическим называется процесс, происходящий при постоянной температуре ($T = \text{const}$).

Конвекцией называется процесс перемешивания слоев жидкости или газа, имеющих разную *температуру* и находящихся в поле тяготения. Причиной конвекции является зависимость плотности жидкости или газа от температуры. Конвекция – один из способов *теплообмена*.

Краевым углом называется угол θ между касательной к поверхности жидкости в точке соприкосновения с твердым телом и поверхностью твердого тела. В случае смачивания краевой угол острый, в случае несмачивания – тупой.

Критическая температура – *температура*, выше которой газ невозможно сжатием превратить в жидкость. При температуре ниже критической изотерма сжатия в координатах (p , V) имеет горизонтальный участок – линию плавления.

Изохорическим называется процесс, происходящий при постоянном объеме ($V = \text{const}$).

Капилляры – тонкие трубки диаметром 0,01 – 0,1 мм. При опускании их в смачивающую жидкость уровень жидкости в капилляре оказывается выше уровня жидкости в сосуде, а при опускании в несмачивающую жидкость – ниже. Высота подъема жидкости в капилляре определяется по формуле Жюрена: $h = 4\cos\theta \cdot \alpha / d\rho g$, где θ – краевой угол, α – *коэффициент поверхностного натяжения*, d – диаметр капилляра, ρ – плотность жидкости, g – ускорение свободного падения.

Кипением называется процесс парообразования, происходящий не только со свободной поверхности жидкости, но и во всем объеме, внутри образующихся пузырьков пара. Пузырьки пара увеличиваются в размерах и всплывают на поверхность и лопаются, создавая характерную картину кипения. Температура кипения соответствует равенству давления насыщенного пара жидкости внешнему давлению.

Количество теплоты – это энергия, полученная (или отданная) системой при *теплообмене*. По аналогии с выражением для элементарной работы $\delta A = p dV$ можно записать для элементарного количества теплоты: $\delta Q = T dS$. *Температура* здесь играет роль термической «силы», а *энтропия* – термической «координаты».

Каждому *взаимодействию* отвечает некоторая физическая величина, характеризующая систему и называемая координатой состояния. Для термомеханической системы это объем V и *энтропия* S . Число координат состояния определяет число степеней свободы. Так, термомеханическая система имеет две степени свободы.

Коэффициент поверхностного натяжения α определяется как отношение силы

поверхностного натяжения, действующей на контур, ограничивающий свободную поверхность жидкости, к длине этого контура.

Кристалл – твердое тело, частицы которого расположены упорядоченно. Главным отличием кристаллов от аморфных твердых тел является анизотропия физических свойств (зависимость свойств от направления). См. также *Кристаллическая решетка*.

Кристаллическая решетка - изображение положения центров атомов или молекул в кристалле. **Элементарная ячейка** – наименьшая часть решетки, отображающая структуру кристалла. Повторение элементарной ячейки путем параллельного переноса можно получить решетку в целом.

Критической называется температура, выше которой газ нельзя превратить в жидкость увеличением давления. Критическая температура у разных веществ может быть довольно высокой и очень низкой. Например, у водяного пара она равна 647 К, а у молекулярного водорода 33 К, а у гелия 5,2 К. См. также *Пар*.

Макросостояние – состояние термодинамической системы, задаваемое набором макроскопических параметров (давление, объем, температура и пр.), характеризующих систему в целом. Одно макросостояние может быть реализовано большим (даже очень большим) числом микросостояний. См. также *Термодинамическая вероятность*.

Микросостояние – состояние термодинамической системы, задаваемое набором величин, характеризующих каждую микрочастицу (координата, импульс, энергия и т. д.).

МКТ – теория тепловых явлений, основанная на представлении о мельчайших частицах вещества – атомах и молекулах. Современное название МКТ – статистическая физика. См. также *Основные положения молекулярно-кинетической теории*.

Насыщенным называется пар, находящийся в динамическом равновесии с жидкостью.

Наивероятнейшей называется скорость v_v , соответствующая максимуму функции распределения Максвелла. См. также *Распределение Максвелла*.

Наивероятнейшая скорость пропорциональна корню квадратному из абсолютной температуры.

Неравенство Клаузиуса есть математическая запись второго начала термодинамики для необратимых процессов в неизолированной системе: если система совершает цикл (круговой процесс), то изменение ее энтропии равно нулю. Алгебраическая сумма приведенных количеств теплоты, сообщенных при этом системе, равно нулю в обратимом процессе и меньше нуля в необратимом процессе. Приведенное количество теплоты – это количество теплоты, полученное системой от нагревателя (или отданное холодильнику), отнесенное к соответствующей температуре.

Нормальными называются условия, когда система (например, газ) находится при давлении $p = 1,013 \cdot 10^5$ Па (760 мм рт. ст.) и температуре $T = 273$ К (0°C).

Обратимым называется процесс, который можно провести в прямом и обратном направлении через одни и те же промежуточные состояния без изменения в окружающих телах. Обратимыми являются равновесные процессы.

Опытные газовые законы – это законы Бойля-Мариотта, Гей-Люссака и Шарля.

Основные положения МКТ:

- все тела состоят из мельчайших частиц, атомов и молекул;
- частицы эти находятся в состоянии непрерывного хаотического движения, называемого тепловым;
- между частицами имеются силы притяжения и отталкивания;
- движение каждой частицы подчиняется законам классической механики.

Пар – это газ при температуре ниже критической. Пар можно превратить в жидкость простым сжатием. Всякий пар – это газ, но не всякий газ есть пар. См. также *Критическая температура*.

Координаты и потенциалы называются параметрами состояния. Например, для термомеханической системы параметрами состояния будут: объем (V), энтропия (S), давление ($-p$) и температура (T).

Парциальным давлением газа называется давление, которое было бы, если бы этот газ занимал объем, занимаемый смесью газов. См. также *Закон Дальтона*.

Первое начало термодинамики – закон сохранения энергии, записанный в чрезвычайно

общей форме, включающий изменение энергии за счет *теплообмена*. В стандартных обозначениях: $\Delta Q = \Delta U + A$ – количество теплоты, сообщаемое системе (ΔQ), идет на повышение внутренней энергии системы (ΔU) и на совершение работы (A). Закон сохранения механической энергии – частный случай первого начала термодинамики.

Политропическим называется процесс, описываемый уравнением $pV^n = \text{const}$, где n – некоторое действительное число (показатель политропы). *Изотермический* ($n = 1$), *изобарический* ($n = 0$), *изохорический* ($n = \infty$) и *адиабатический* ($n = \gamma$, $\gamma = c_p/c_v$) процессы – частные случаи политропического процесса.

Для любого *взаимодействия* существует величина, **называемая потенциалом**. Условием возникновения взаимодействия является разность потенциалов *системы и среды*. Для механического взаимодействия потенциалом является давление, для теплообмена – температура. Давление, рассматриваемое как термодинамический потенциал, берется со знаком минус.

Принцип равномерного распределения энергии по степеням свободы сформулирован Максвеллом: если система находится в состоянии равновесия при температуре T , то энергия распределяется по степеням свободы равномерно и на каждую степень свободы приходится энергия $(1/2)kT$, где $k = 1,38 \cdot 10^{-23}$ Дж/К – постоянная Больцмана.

Работой называется макрофизический способ изменения *внутренней энергии системы*, сопровождающийся макроскопическим движением. Ср.: *Теплообмен*. Энергия, которую система получает (или отдает) при этом процессе, называется так же работой (A).

Равновесные распределения – формулы, показывающие, как распределяются молекулы по энергиям и скоростям. См. *Распределение Больцмана* и *Распределение Максвелла*.

Равновесным называется процесс, протекающий бесконечно медленно и представляющий собой последовательность равновесных состояний. Равновесный процесс протекает при наличии бесконечно малой разности *потенциалов системы и среды*. Равновесные процессы изучает раздел *термодинамики* – *термостатика*. Реальный процесс можно считать равновесным, если он протекает достаточно медленно.

Распределение Больцмана – *равновесное распределение* молекул в потенциальном поле: $n = n_0 \exp(-\Delta E/kT)$, где n_0 – концентрация молекул там, где потенциальная энергия принимается равной нулю; n – концентрация там, где потенциальная энергия равна ΔE ; T – температура; $k = 1,38 \cdot 10^{-23}$ Дж/К – постоянная Больцмана. При $T \rightarrow \infty$ $n = n_0$, т. е. концентрации выравниваются с повышением температуры.

Распределение Максвелла – *равновесное распределение* молекул по скоростям: $f(u) = (\Delta n/n\Delta u) = (4/\sqrt{\pi})u^2 e^{-u^2}$, где Δn – число молекул, скорости которых лежат в интервале от u до $(u + \Delta u)$; n – общее число молекул; $u = v/v_v$ – относительная скорость, т. е. отношение скорости молекулы v к наивероятнейшей скорости v_v . Отношение $\Delta n/n$ можно интерпретировать как априорную вероятность того, что у наугад взятой молекулы скорость окажется в интервале от u до $(u + \Delta u)$.

Свободный пробег есть расстояние, которое проходит молекула между двумя соударениями. В *молекулярно-кинетической теории* вводится понятие среднего свободного пробега.

Термодинамическая система – это часть Вселенной, выделенная для исследования. Средой может быть и газ в сосуде и скопление галактик. Среда – все остальное (то, что не вошло в систему).

Степени свободы – независимые координаты, определяющие положение тела (молекулы) в пространстве.

Температура – физическая величина, характеризующая состояние термодинамического равновесия макроскопической *системы*. С точки зрения *термодинамики* температура есть мера отклонения данного тела от состояния термодинамического равновесия с другим телом. Общее определение: температура есть производная от *внутренней энергии* системы по *энтропии*. Для *идеального газа* температура есть мера средней кинетической энергии молекулы.

Творцы **второго начала термодинамики** Томсон и Клаузиус распространили второе начало на всю Вселенную, рассматривая ее как замкнутую *систему*. Ход их рассуждений был таков. Все виды энергии могут без ограничений переходить во внутреннюю энергию (в энергию хаотического движения частиц, как часто говорят, в теплоту). Теплота самопроизвольно

самопроизвольно передается от более нагретых к менее нагретым телам. Образно говоря, все виды энергии стекают в тепловой океан. В конце концов наступает равновесие при температуре, близкой к абсолютному нулю. Наступает тепловая смерть Вселенной. Критика этой теории основана на двух положениях. Во-первых, Вселенную нельзя считать замкнутой системой, так как понятие система предполагает наличие *среды*. Во-вторых, во Вселенной существуют процессы концентрации энергии, механизма которых мы не знаем. См. также **Второе начало термодинамики**.

Тепловое расширение твердых тел (увеличение размеров при нагревании) объясняется асимметрией потенциальной кривой зависимости потенциальной энергии от расстояния между атомами.

Тепловыми машинами называются устройства для преобразования *внутренней энергии* в механическую работу. Любая тепловая машина состоит из нагревателя, холодильника и рабочего тела. К тепловым машинам относятся паровые машины, паровые и газовые турбины, двигатели внутреннего сгорания, реактивные двигатели и т. д.

Теплоемкостью тела (системы) называется *количество теплоты*, необходимое для нагревания тела (*системы*) на один кельвин. Если расчет ведется на один килограмм, теплоемкость называется удельной, если на один (кило)моль – (кило)молярной.

Теплопроводностью называется процесс выравнивания температур при соприкосновении тел (твердых, жидких или газообразных), имеющих разную температуру. Теплопроводность объясняется переходом энергии от более нагретых к менее нагретым областям при отсутствии (если это газ или жидкость) перемешивания или *конвекции*. См. также *Явления переноса*.

Теплообменом (или теплопередачей) называется микрофизический способ изменения *внутренней энергии системы*, не связанный с макроскопическим движением. См. также *Количество теплоты*.

Термодинамика – наука о самых разнообразных процессах и сопровождающих их энергетических превращениях. Термодинамика относится к области макрофизики, она отвлекается от подразумеваемого молекулярного строения вещества и учитывает лишь поведение *системы* в целом. Делится на *термостатику* и собственно термодинамику.

Термодинамическая вероятность W – число *микросостояний*, с помощью которых реализуется данное *макросостояние*.

Термодинамическим процессом называется изменение *координат состояния* системы при наличии разности *потенциалов системы и среды*. См. также *Равновесный процесс*.

Термодинамическим равновесием называется состояние, при котором макроскопические *параметры состояния* всюду постоянны и не изменяются с течением времени.

Третье начало термодинамики утверждает, что *энтропия* системы при абсолютном нуле температуры равна нулю (теорема Нернста, 1906).

Деформация называется упругой, если при снятии деформирующей силы размеры и форма тела восстанавливаются. См. также *Закон Гука*.

Тройной точкой называется точка на диаграмме (p , T), в которой пересекаются кривые фазового равновесия. Если вещество находится при давлении и температуре, соответствующих тройной точке, то все три фазы (твердая, жидкая и газообразная) находятся в *динамическом равновесии*. Например, для воды: $p_{тр} = 610$ Па, $T_{тр} = 273,16$ К.

Уравнение Ван-дер-Ваальса это *уравнение состояния* реального газа, в котором учитывается собственный объем молекул и силы притяжения между ними: $[p + (a/V_{\mu}^2)](V_{\mu} - b) = RT$, где a и b – поправки на силы притяжения и на собственный объем молекул. См. также *Уравнение Клапейрона-Менделеева*.

Уравнение Клапейрона-Клаузиуса описывает фазовые переходы 1-го рода: $(dp/dT) = \lambda/T(V_2 - V_1)$. Здесь V_1 и V_2 – удельные объемы низко- и высокотемпературной фазы, соответственно; λ – удельная теплота перехода. В левой части уравнения стоит производная от давления по температуре.

Уравнение Клапейрона-Менделеева – уравнение состояния *идеального газа*: $pV = (m/\mu)RT$, где p – давление, V – объем, T – температура, m – масса, μ – масса одного киломоля, $R = 8,31 \cdot 10^3$ Дж/кмоль·К – универсальная газовая постоянная.

Уравнение Майера связывает молярные теплоемкости при постоянном давлении и при

постоянном объеме: $c_{\text{мр}} - c_{\text{мв}} = R$,

где $R = 8,31 \cdot 10^3$ Дж/кмоль \cdot К – универсальная газовая постоянная.

Уравнение МКТ для давления имеет вид: $p = (1/3)m_0 n_0 v_{\text{кв}}^2$. Здесь m_0 – масса одной молекулы, n_0 – концентрация молекул, $v_{\text{кв}}$ – средняя квадратичная скорость.

Уравнение МКТ для энергии имеет вид: $E_{\text{ср}} = (i/2)kT$. Здесь $E_{\text{ср}}$ – средняя кинетическая энергия одной молекулы, T – температура, i – число степеней свободы, $k = 1,38 \cdot 10^{-23}$ Дж/К – постоянная Больцмана.

Уравнением состояния называется уравнение, связывающее *параметры состояния*. Для *идеального газа* уравнением состояния является *уравнение Клапейрона-Менделеева*.

Уравнения Пуассона связывают попарно давление, объем и температуру при *адиабатическом процессе*: $TV^{\gamma-1} = \text{const}$, $pV^{\gamma} = \text{const}$, $T^{\gamma}/p^{\gamma-1} = \text{const}$. Здесь $\gamma = c_p/c_v$ – отношение газовых теплоемкостей.

Фазовым переходом первого рода называется превращение, сопровождающееся выделением или поглощением энергии (скрытой теплоты перехода) и изменением удельного объема. К таким переходам, в частности, относятся: плавление и кристаллизация, испарение и конденсация, сублимация (испарение твердых тел) и конденсация.

Фазовым переходом второго рода называется превращение, происходящее без поглощения или выделения теплоты и изменения удельного объема. Примеры фазовых переходов второго рода: переход ферромагнетика в парамагнитное состояние при температуре Кюри, переход металла в сверхпроводящее состояние и пр.

Формула Больцмана-Планка связывает *энтропию* S и *термодинамическую вероятность* W : $S = k \ln W$.

Функцией состояния называется величина, однозначно определяемая набором *координат состояния* системы. Примеры функций состояния: *внутренняя энергия*, *энтропия* и пр. В принципе любой *параметр состояния* может рассматриваться как функция состояния.

Холодильные машины – устройства, отнимающие теплоту от тела с более низкой температурой и передача теплоты телу с более высокой температурой за счет совершения работы. Принцип действия основан на испарении летучих жидкостей (аммиак, фреон) при пониженном давлении. Широко применяются в производстве, науке и технике (пищевая, химическая и металлообрабатывающая промышленность, строительная техника и пр.).

Циклом Карно называется *цикл*, состоящий из двух изотерм и двух адиабат.

КПД цикла Карно зависит только от температур нагревателя (T_1) и холодильника (T_2): $\eta = (T_1 - T_2)/T_1$. Этот коэффициент максимальный из всех циклов, осуществляемых с данным нагревателем и холодильником и не зависит от природы рабочего тела.

Циклическим или круговым процессом называется последовательность превращений, в результате которой система возвращается в исходное состояние. Циклы могут быть равновесными и неравновесными. На диаграмме *равновесные круговые процессы* изображаются замкнутыми кривыми. На диаграмме (p, V) прямой цикл осуществляется по часовой стрелке, обратный – против часовой стрелки.

Энтропией называется *функция состояния* системы, дифференциал которой равен отношению элементарного *количества теплоты*, полученного системой в элементарном *обратимом процессе*, к *температуре*. При неравновесном теплообмене в изолированной системе энтропия системы возрастает. См. также *Второе начало термодинамики*.

Эффектом Джоуля-Томсона называется изменение температуры реального газа при адиабатическом расширении. Если газ при этом охлаждается, эффект называется положительным, если нагревается – отрицательным. При нормальных условиях большинство газов обнаруживают положительный эффект (исключения – водород и гелий). Применяется для получения жидких газов.

К явлениям переноса относится группа явлений, имеющих сходный механизм: ***внутреннее трение (вязкость), теплопроводность, диффузия.***

Переносится за счет хаотического теплового движения, соответственно, импульс, кинетическая энергия, масса.