

ТЕРМОДИНАМИКА И МОЛЕКУЛЯРНАЯ ФИЗИКА

Перечень терминов и законов

(МИНИМУМ)

ВВЕДЕНИЕ. ИДЕАЛЬНЫЙ ГАЗ. ТЕМПЕРАТУРА

1. Термодинамическая система.

Совокупность макроскопических тел, которые могут взаимодействовать между собой и с внешней средой, обмениваясь энергией и веществом. Состояние системы определяется конечным числом макроскопических (термодинамических) параметров: плотностью, удельным объёмом, температурой, давлением, энтропией, концентрацией компонентов .

2. Термодинамические параметры (параметры состояния).

Величины, характеризующие макросостояние термодинамической системы. Важнейшими из них являются температура, давление, объём, энтропия, масса, и др. Различают экстенсивные параметры, пропорциональные массе системы, и интенсивные параметры, не зависящие от массы системы. К первым относятся, например, объём, энтропия, масса компонента, электрический заряд, внутренняя энергия и т. д. . Ко второй группе относятся, в частности, давление, температура, концентрация и др.

3. Термодинамическое равновесие. То же, что состояние термодинамического равновесия, равновесное состояние.

Состояние термодинамической системы, в котором все параметры системы (температура, давление, электрический потенциал и др.) не изменяются во времени и одинаковы во всех точках системы. При $T. p.$ в системе прекращаются все необратимые процессы, связанные с диссипацией энергии (теплопроводность, диффузия, вязкость), химические реакции и т. д. .

В условиях изоляции от окружающей среды любая термодинамическая система самопроизвольно переходит в состояние $T. p.$

Возможны частные варианты $T. p.$ Например, если система теплоизолирована от среды, то в ней устанавливается тепловое равновесие, характеризующееся равномерным температурным полем по всему объёму системы; при изоляции от механических воздействий в системе устанавливается механическое равновесие и т. д.

4. Объём.

В термодинамике физическое свойство системы, характеризующее пространственную распределённость системы. $O.$ — макрофизический аддитивный параметр состояния, совместно с давлением определяющий механическое состояние системы.

Единицей $O.$ в СИ является кубический метр (m^3).

5. Давление.

Скалярная величина, равная силе, действующей по нормали на единичную площадь поверхности:

$$p = \frac{F_n}{S}$$

Если силы распределены по поверхности неравномерно, то это равенство определяет среднее $D.$ на данную площадку, а $D.$ в каждой точке можно определить следующим образом:

$$p = \frac{dF_n}{dS}.$$

В термодинамике $D.$ является важнейшим параметром состояния термодинамической системы. Равномерность (однородность) поля $D.$ в различных частях системы (тела) служит признаком её равновесного механического состояния.

Единицей $D.$ в СИ является паскаль (Па). 1 Па равен давлению, вызываемому силой 1 Н, действующей распределённо на поверхность площадью $1 m^2$ по нормали к ней.

При измерении атмосферного $D.$ допускается внесистемная единица $D.$ — мм рт. ст. ($1 \text{ мм рт. ст.} = 133,3 \text{ Па}$).

6. Плотность.

Величина ρ , равная отношению массы Δm рассматриваемого элемента тела к его объёму ΔV при стягивании этого объёма к нулю относительно рассматриваемой точки тела:

Если тело однородно, то $\rho = \frac{m}{V}$. Средняя плотность неоднородного тела определяется по формуле

$$\langle \rho \rangle = \frac{m}{V}, \text{ где } m \text{ — масса тела; } V \text{ — объём тела.}$$

Единицей ρ в СИ является килограмм на кубический метр (кг/м^3).

7. Манометр.

Устройство (прибор), предназначенное для измерения давления в жидкостях и газах. М., используемые для регистрации абсолютного атмосферного давления, называют барометрами.

8. Барометр.

Прибор для измерения атмосферного давления.

9. Нулевое начало термодинамики.

Фундаментальный закон термодинамики, согласно которому в любой полностью изолированной от среды макросистеме вследствие теплового движения входящих в неё микрочастиц (молекул, атомов, ионов) с течением времени неизбежно устанавливается равновесное состояние.

10. Равновесное состояние .

Состояние системы, которое характеризуется постоянством во времени внешних условий, параметров состояния и отсутствием потоков вещества и энергии.

11. Абсолютная температура. То же, что термодинамическая температура.

Параметр теплового состояния произвольной равновесной термодинамической системы, характеризующий степень её нагретости. Характеристика интенсивности теплового движения микрочастиц вещества, образующего термодинамически равновесную макросистему, и с точностью до коэффициента пропорциональности совпадает со средней кинетической энергией поступательного движения её молекул, атомов или ионов. В одноатомном газе в условиях термического равновесия А. т. T и средняя кинетическая энергия $\langle \epsilon_{\text{пост}} \rangle$ поступательного движения молекулы связаны

соотношением $T = \frac{2}{3k} \langle \epsilon_{\text{пост}} \rangle$, где k — постоянная Больцмана.

Наиболее фундаментальное определение А. т. вытекает из основного уравнения термодинамики.

Согласно этому уравнению, А. т. является частной производной от внутренней энергии U равновесной системы по энтропии S при постоянном объёме V и постоянном числе частиц N в системе

Для измерений А. т. используются термодинамическая шкала температур и международная температурная шкала.

А. т. входит в число основных единиц СИ. Единицей А. т. в СИ является кельвин (К). На практике А. т. измеряется с помощью различных термометров, привязанных к международной температурной шкале

12. Температурная шкала.

Система и средства, обеспечивающие сопоставимость измеренных значений температуры.

Температуру, в отличие от многих макроскопических (термодинамических) параметров, невозможно измерить непосредственно. Её значения всегда определяют по температурному изменению какого-л. удобного для измерений физического свойства вещества. В качестве такого термометрического свойства могут выступать, например, давление газа при фиксированном объёме, электрическое сопротивление металла или полупроводника, тепловое расширение жидкости, давление насыщенного пара, термоэлектродвижущая сила (термоЭДС) металлов и полупроводников, скорость звука и т. д.

13. Термометр.

Прибор для измерения температуры посредством контакта с исследуемой средой. В Т. используется зависимость разнообразных свойств веществ и явлений от температуры, например: тепловое расширение жидкостей, газов и твёрдых тел; зависимость давления насыщенных паров от температуры; температурная зависимость электрического сопротивления металлов и полупроводников; зависимость термоЭДС термопар от разности температур и др.

14. Температурная шкала Цельсия То же, что Шкала Цельсия.

Широко распространённая практическая температурная шкала. Начало отсчёта температуры по Т. ш. Ц. $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ совмещено с температурой плавления льда при нормальном атмосферном давлении.

Температурный интервал между температурами таяния льда и кипения воды при нормальном атмосферном давлении разбивается на 100 равных частей, и температура кипения воды равна $100\text{ }^{\circ}\text{C}$. Единица температуры по Т. ш. Ц. совпадает с единицей температуры по абсолютной температурной шкале (шкале Кельвина): $1\text{ }^{\circ}\text{C} = 1\text{ K}$.

Переход от температуры t по Т. ш. Ц. к температуре T по шкале Кельвина осуществляется по

формуле:
$$\frac{T}{1\text{ K}} = \frac{t}{1\text{ }^{\circ}\text{C}} + 273.15.$$

15. Абсолютная температурная шкала. То же, что термодинамическая шкала температур, шкала Кельвина.

Температурная шкала, основанная на втором начале термодинамики. В её основу положены особые свойства идеального обратимого термодинамического цикла Карно, состоящего из двух изотерм и двух адиабат. Согласно второму началу термодинамики, для любого вещества (рабочего тела), совершающего цикл Карно, строго справедливо универсальное (не зависящее от свойств вещества)

соотношение: $T = T_0 \frac{Q}{Q_0}$, где T, T_0 — термодинамические температуры нагревателя и холодильника,

соответственно; Q, Q_0 — теплота, поступающая от нагревателя, и теплота, отдаваемая холодильнику, соответственно.

16. Кельвин.

Единица термодинамической температуры в СИ; $1\text{ K} = \frac{1}{273.16}$ части термодинамической

температуры тройной точки воды. К. является основной единицей СИ.

17. [REDACTED]

18. Нормальные условия.

Физические условия, определяемые давлением $p = 101325\text{ Па}$ (760 мм рт. ст.) и температурой $T = 273,15\text{ K}$ ($0\text{ }^{\circ}\text{C}$).

19. Идеальный газ.

В молекулярно-кинетической теории :

Идеализированная модель реальных газов, в которой:

а) отсутствуют силы взаимодействия между частицами, т. е. частицы не притягиваются и не отталкиваются;

б) взаимодействие частиц происходит только при их соударениях и является упругим;

в) собственный объём частиц газа пренебрежимо мал по сравнению с объёмом газа, т. е. частицы заменяются материальными точками;

г) частицы обладают значительным запасом кинетической энергии и свободно перемещаются внутри предоставленного им объёма.

В термодинамике.

Газ, подчиняющийся в состоянии термодинамического равновесия уравнению Менделеева–Клапейрона:

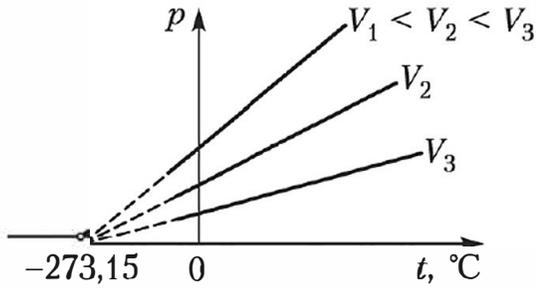
где p, V, m, μ, T — давление, объём, масса, молярная масса и температура газа, соответственно; R — универсальная газовая постоянная.

20. Закон Шарля.

Давление данной массы идеального газа ($m = \text{const}$) при постоянном объеме ($V = \text{const}$, изохорный процесс) изменяется линейно с температурой:

■ Графики зависимости $p(T)$ для идеального газа при разных объемах представлены

на рисунке:



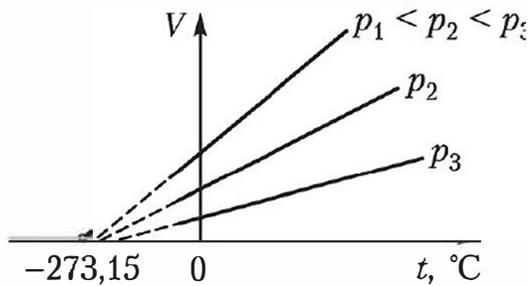
Другая формулировка З. Ш.: при постоянных объеме и массе газа отношение давления к термодинамической температуре T есть величина постоянная:

$$\frac{p}{T} = \text{const}.$$

21. Закон Гей-Люссака.

Объем данной массы идеального газа ($m = \text{const}$) при постоянном давлении ($p = \text{const}$) изменяется линейно с температурой:

Графики зависимости $V(T)$ для идеального газа при разных давлениях представлены на рисунке:



Другая формулировка З. Г.-Л.: при постоянных давлении и массе газа отношение объема к термодинамической температуре T есть величина постоянная:

$$\frac{V}{T} = \text{const}.$$

22. Закон Бойля-Мариотта.

Для данной массы ($m = \text{const}$) идеального газа при постоянной температуре T произведение объема газа V на соответствующее ему давление p — величина постоянная:

$$pV = \text{const}.$$

23. Атом

Наименьшая часть химического элемента (микрочастица), являющаяся носителем его свойств. Каждому химическому элементу соответствует определённый ряд А., обозначаемый символом этого химического элемента. А. существуют в свободном состоянии (в газе) и связанном состоянии (в составе молекул в газообразных, жидких и твёрдых телах).

А. состоит из атомного ядра и электронов, образующих электронное облако вокруг ядра. Ядро состоит из протонов и нейтронов. Ядро имеет положительный электрический заряд. Число электронов в А. равно числу протонов в ядре, поэтому А. в целом электронейтрален.

Размеры А. определяются размерами электронного облака, которое не имеет строго определённых границ. Линейные размеры А. порядка 10^{-10} м, а ядра — порядка 10^{-14} – 10^{-15} м. Масса ядра значительно больше массы электронов (в ядре сосредоточено почти 99,97% массы атома), поэтому масса А. практически равна массе ядра. Благодаря малым размерам и большой массе ядро можно приближённо считать точечным и покоящимся в центре масс А. Электроны притягиваются к ядру электростатическими силами и движутся вокруг него. А. можно рассматривать как систему электронов, движущихся вокруг неподвижного притягивающего центра. Электрон в атоме обнаруживает волновые свойства. Это проявляется в том, что электрон не локализован в определённой точке, а как бы размазан по некоторому объёму. Электрон можно обнаружить с разной вероятностью в разных точках этого объёма. Такой объём можно рассматривать как облако с различной плотностью заряда в разных точках, а плотность заряда принять пропорциональной вероятности нахождения электрона в этом месте. Такое облако называют электронным облаком. Условной орбитой электрона в атоме называется геометрическое место точек, в которых с наибольшей вероятностью можно обнаружить электрон.

24. Атомная единица массы (а.е.м.) .

Внесистемная единица массы; 1 а. е. м. равна 1/12 массы атома изотопа углерода ^{12}C .

1 а. е. м. = $1,66 \cdot 10^{-27}$ кг. Используется для более наглядного выражения массы молекул, атомов, атомных ядер и элементарных частиц.

25. Молекула.

Наименьшая часть вещества — микрочастица, являющаяся носителем его основных химических и физических свойств и способная к самостоятельному существованию. М. состоит из различных или одинаковых атомов, соединённых в одно целое химическими связями. Число атомов в молекуле может изменяться от двух до многих сотен и тысяч. Размеры молекул возрастают с увеличением числа входящих в них атомов и составляют от нескольких ангстрем (1ангстрем = 10^{-10} м) до тысяч ангстрем (10^{-7} м). Молекула представляет собой электрически нейтральную систему. Отдавая или присоединяя электроны, молекула превращается в положительный или отрицательный молекулярный ион.

26. Молекулярная масса. Относительная масса молекулы

Масса молекулы, выраженная в атомных единицах массы.

27. Моль.

Единица количества вещества в СИ; 1 моль равен количеству вещества системы, содержащей столько же структурных элементов, сколько содержится атомов образце изотопа углерода-12 (^{12}C) массой 0,012 кг. М. является *основной единицей* СИ. В соответствии с законом Авогадро 1 моль любого идеального газа при нормальных условиях занимает объём 22,414 литра. Число молекул в одном моле называется числом Авогадро.

28. Молярная масса вещества.

Величина, равная массе одного моля вещества. М. м. связана с числом Авогадро N_A и массой m_0 одного структурного элемента (молекулы, атома, иона) соотношением: $\mu = m_0 N_A$. . Единицей М. м. в СИ является килограмм на моль (кг/моль).

29. Количество вещества.

Величина, определяемая отношением числа специфических структурных элементов N (молекул, атомов или ионов), из которых состоит данное вещество, к числу Авогадро N_A :

$$\nu = \frac{N}{N_A} .$$

К. в. может быть вычислено как отношение массы данного вещества к его молярной массе: $\nu = \frac{m}{\mu}$.

Единицей К. в. в СИ является моль (моль).

30. ██████████

32. Число Авогадро.

Числовое значение постоянной Авогадро $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹. Оно равно числу атомов, молекул, ионов или других частиц, содержащихся в моле вещества..

33. Универсальная газовая постоянная

Универсальная физическая постоянная R , входящая в уравнение состояния идеального газа.

В СИ числовое значение У. г. п. $R = 8,31$ Дж/(моль·К).

По своему физическому смыслу У. г. п. совпадает с работой расширения при постоянном давлении, которую производит один моль идеального газа при нагревании на один кельвин.

У. г. п. равна произведению постоянной Больцмана на число Авогадро.

В соответствии с уравнением Майера У. г. п. совпадает с разностью между изобарной и изохорной

$$pV = \frac{m}{\mu}RT$$

молярными теплоёмкостями идеального газа.

34. Уравнение состояния идеального газа. То же, что уравнение Клапейрона-Менделеева.

Уравнение, связывающее между собой давление p , объём V и термодинамическую температуру T идеального газа:

где m — масса газа; μ — молярная масса газа; R — универсальная газовая постоянная.

МОЛЕКУЛЯРНО-КИНЕТИЧЕСКАЯ ТЕОРИЯ ИДЕАЛЬНОГО ГАЗА.

35. Молекулярная физика.

Раздел физики, в котором изучаются макрофизические свойства тел на основе анализа движения и взаимодействия микрочастиц, составляющих тела.

36. Молекулярно-кинетическая теория, постулаты.

Раздел физики, в котором строение и свойства макроскопических тел объясняются хаотическим движением и взаимодействием атомов, молекул и ионов, из которых состоят эти тела. Основу М. к. т. составляют три постулата, которые полностью подтверждены многочисленными опытами и успешно используются при теоретическом обосновании разнообразных физических явлений:

Первый постулат: все тела состоят из микрочастиц — молекул, атомов и ионов, которые, в свою очередь, состоят из ещё более мелких элементарных частиц.

Второй постулат: атомы, молекулы и ионы внутри тела находятся в непрерывном хаотическом (тепловом) движении.

Третий постулат: между микрочастицами любого тела существует совокупность потенциальных (консервативных) сил взаимодействия, которые могут быть как силами притяжения, так и силами отталкивания.

37. Различия в характере теплового движения молекул в газах, жидкостях и твердых телах

Величиной, определяющей в каком состоянии находится вещество является соотношение между энергией межмолекулярного взаимодействия и средней кинетической энергией теплового движения молекул. В жидком состоянии эти энергии близки между собой. В кристаллах энергия теплового движения микрочастиц (узлов решётки) значительно меньше энергии их взаимодействия, а в газах,

наоборот, энергия теплового движения значительно больше потенциальной энергии межмолекулярного взаимодействия. В связи с этим структура твердых кристаллических тел характеризуется высокой степенью упорядоченности расположения атомов (молекул) — атомы (молекулы) расположены в узлах кристаллической решетки и совершают колебательные движения вблизи своих положений равновесия. В жидкости силы молекулярного притяжения не дают разойтись молекулам на большое расстояние, но недостаточны для образования устойчивой пространственной решетки, поэтому жидкость, в отличие от кристалла, не способна поддерживать определенную форму. Движение молекулы в жидкости можно рассматривать как комбинацию колебания вблизи локального положения равновесия и перескоков в новое положение равновесия. Для молекул в газах характерно полностью хаотическое движение во всем объеме сосуда.

38. Концентрация частиц (молекул).

Величина, равная отношению числа частиц к объему всей системы:

$$n = \frac{N}{V}$$

Единицей К. ч. в СИ является метр в минус третьей степени (м^{-3}).

39. Постоянная Больцмана.

Физическая константа, входящая во многие уравнения и законы физики и равная отношению газовой

постоянной R к числу Авогадро N_A : $k = \frac{R}{N_A}$

В СИ числовое значение П. Б.: $k \approx 1,38 \cdot 10^{-23}$ Дж/К.

40. Основное уравнение молекулярно-кинетической теории идеальных газов.

Уравнение, связывающее давление p идеального газа с кинетической энергией поступательного теплового движения молекул:

$$p = \frac{2}{3} n \langle \varepsilon_{\text{кин}}^{\text{пост}} \rangle,$$

где n — концентрация молекул; $\langle \varepsilon_{\text{кин}}^{\text{пост}} \rangle = \frac{m_0 V_{\text{кв}}^2}{2}$ — средняя кинетическая энергия поступательного движения одной молекулы (здесь m_0 — масса одной молекулы; $V_{\text{кв}}$ — средняя квадратичная скорость молекул).

41. Молекулярно-кинетическая интерпретация температуры.

Согласно одному из основных выводов молекулярно-кинетической теории термодинамическая температура T любого малого макрообъема вещества однозначно связана со средней кинетической энергией $\langle \varepsilon_{1\text{ст.св}} \rangle$, которая приходится на одну степень свободы любой из входящих в этот

макрообъем микрочастиц: $\langle \varepsilon_{1\text{ст.св}} \rangle = \frac{1}{2} kT$, где k — постоянная Больцмана.

45. Средняя квадратичная скорость молекул

Статистическая величина, характеризующая среднее значение квадрата скорости хаотического теплового движения молекул газа:

$$V_{\text{кв}} = \sqrt{\frac{1}{N} \sum_{i=1}^N V_i^2},$$

где V_i — скорость i -той молекулы; N — количество молекул.

$$m_0 \quad \mu$$

где k — постоянная Больцмана; R — универсальная газовая постоянная; μ — молярная масса. При нормальных условиях ($T = 273 \text{ К}$) С. к. с. м. молекул азота составляет около 490 м/с.

ПЕРВОЕ НАЧАЛО ТЕРМОДИНАМИКИ. ВНУТРЕННЯЯ ЭНЕРГИЯ

48. Термодинамика.

Наука о наиболее общих свойствах макроскопических физических систем, находящихся в состоянии термодинамического равновесия, а также о процессах перехода между этими состояниями. Т. в своей основе является феноменологической наукой, опирающейся на фундаментальные опытные законы (начала), не связанные с конкретной природой и структурой веществ и их систем. Поэтому все основополагающие соотношения и выводы Т. являются строгими и универсальными. Обоснование законов Т., их связь с законами движения отдельных частиц, из которых состоят тела, даётся статистической физикой.

Основу Т. образуют три начала (закона).

Первое начало термодинамики представляет наиболее общую формулировку закона сохранения энергии.

Второе начало термодинамики вводит в рассмотрение понятие об энтропии, определяет направленность природных (необратимых) процессов.

Третье начало термодинамики отражает факт исчезновения энтропии и процессов теплообмена вблизи абсолютного нуля температур.

49. Неравновесное состояние.

Состояние системы, выведенной из термодинамического равновесия. В условиях Н. с. в системе происходят необратимые процессы, которые стремятся вернуть её в исходное равновесное состояние, если нет препятствующих этому факторов, таких как: подвод или отвод энергии, изменение массы вещества системы.

50. Равновесный (квазистатический) процесс.

В термодинамике — процесс перехода термодинамической системы из одного равновесного состояния в другое таким образом, что все промежуточные состояния можно считать равновесными. Все Р. п. являются обратимыми процессами.

51. Неравновесный процесс.

Макрофизический процесс, который происходит в системе, находящейся в неравновесном состоянии. Примером может служить Н. п. теплообмена в изолированной системе с неравномерным температурным полем. Все Н. п. являются необратимыми процессами.

52. Необратимый процесс.

Физический процесс, который может самопроизвольно протекать только в одном определённом направлении. К группе Н. п. относятся: диффузия, внутреннее трение и теплопроводность. Все Н. п. являются неравновесными процессами. Систему, в которой произошёл Н. п., нельзя вернуть в исходное состояние без изменений в окружающей среде.

В замкнутых системах Н. п. всегда сопровождается увеличением энтропии.

53. Изопроцессы.

Семейство термодинамических процессов, в которых остаётся постоянным один из параметров состояния или одна из функций состояния. Примеры изопроцессов: изотермический процесс, изохорный процесс, изоэнтропийный (обратимый адиабатный) процесс, политропный процесс.

54. Изобарный процесс. То же, что **изобарический процесс**

Термодинамический процесс, происходящий при постоянном внешнем давлении ($p = \text{const}$). И. п. на термодинамической диаграмме состояний изображается изобарой. Простейшими примерами И. п. являются нагревание воды в открытом сосуде, расширение газа в цилиндре в условиях нагрева при свободно движущемся поршне. В обоих случаях давление сохраняется равным атмосферному. У идеального газа в И. п. давление p изменяется, согласно закону Гей-Люссака.

55. Изохорный процесс. То же, что **изохорический процесс**

Термодинамический процесс, происходящий при постоянном объёме ($V = \text{const}$). И. п. на термодинамической диаграмме состояния изображается изохорой. Для реализации И. п. в газах и жидкостях ими заполняют прочный герметичный сосуд, не изменяющий своего объёма. В И. п. система не совершает работы расширения, изменение её внутренней энергии происходит только за счёт поглощения или выделения теплоты, сопровождаемых изменением давления и температуры. У идеального газа в И. п. давление p изменяется, согласно закону Шарля.

56. Изотермический процесс.

Термодинамический процесс, происходящий при постоянной температуре ($T = \text{const}$). И. п. на термодинамических *диаграммах состояния* изображается изотермой. Реализация И. п. обычно

производится в термостатах — специальных устройствах, обладающих большой теплоёмкостью и обеспечивающих хороший тепловой контакт с исследуемой системой. К И. п. относятся, например, процессы кипения воды и плавления льда при постоянном давлении (в частности, в открытой атмосфере). В идеальном газе И. п. подчиняется закону Бойля–Мариотта.

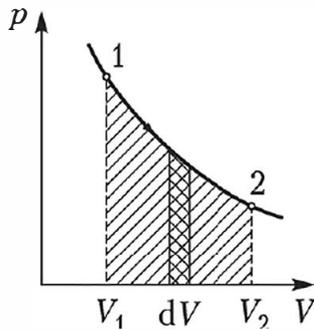
57. Работа расширения.

Работа, совершаемая термодинамической системой над средой в процессе расширения. Понятие Р. р. является обобщением понятия работы силы в механике. Р. р. является функцией процесса, т.е. зависит от особенностей процесса перехода.

Элементарная работа расширения системы δA (например, при расширении газа в цилиндре двигателя) определяется как произведение давления p и элементарного изменения объёма dV системы:

$$\delta A = p dV, \text{ полная Р. р. при квазистатическом изменении объёма от } V_1 \text{ до } V_2: A = \int_{V_1}^{V_2} p dV, \text{ т.е. равна}$$

площади под графиком $p(V)$:



Примеры: Работа идеального газа

— в изохорном процессе $A = 0$,

— в изобарном процессе $A = p(V_2 - V_1)$, где p — давление, V_1, V_2 — объём газа в начале и в конце процесса;

■ m — масса газа, μ — его молярная масса, R — универсальная газовая постоянная; T — термодинамическая температура;

—

■ Теплота. Калория.

Особая форма обмена внутренней (тепловой) энергией между системой и окружающей средой, обусловленная хаотическим (тепловым) движением микрочастиц (молекул, атомов, фотонов и др.) и не сопровождающаяся направленным макропереносом вещества. Интенсивность теплового движения микрочастиц непосредственно связана с температурой вещества. Процесс обмена энергией осуществляется на микроуровне, как результат взаимодействия микрочастиц. При появлении температурного градиента в веществе микрочастицы в результате своего взаимодействия начинают интенсивно обмениваться избыточной энергией хаотического движения, возникшей вследствие температурного перепада, не вовлекаясь в направленное перемещение. Иными словами, Т. есть форма непосредственного направленного макрообмена энергией хаотического движения микрочастиц, проявляющегося при возникновении малейшего перепада температуры между различными участками системы или между системой и средой.

В термодинамике Т. принято считать положительной, если система получает энергию от среды.

Наряду с работой

Является функцией процесса.

Единицей T в СИ является джоуль (Дж). внесистемной, устаревшей единицей T является калория (1 кал = 4,1868 Дж).

59. Внутренняя энергия термодинамической системы.

Энергия, определяющая внутреннее энергетическое состояние тела (системы).

В. э. является частью полной энергии тела (системы). В неё входят все формы энергии, которыми обладает тело, за исключением кинетической энергии механического движения тела как целого и потенциальной энергии тела во внешних полях.

В общем случае в состав В. э. тела (макросистемы) входят: кинетическая энергия теплового движения микрочастиц (атомов, молекул, ионов), потенциальная энергия взаимодействия микрочастиц, энергия химических связей атомов в молекулах, энергия электронных оболочек атомов и внутриядерная энергия атомов. В теоретические соотношения термодинамики входит не вся В. э., а лишь её изменение в том или ином конкретном процессе. Поэтому во многих термодинамических процессах в составе В. э. достаточно учитывать только кинетическую энергию теплового движения молекул вещества и потенциальную энергию их взаимодействия, т. к. изменением других её составляющих обычно можно пренебречь.

В. э. не связана с особенностями процесса, а целиком зависит от внутреннего состояния системы, например, у однородной системы — от значений её объёма и температуры. В произвольном процессе изменение В. э. определяется лишь разностью её значений в конечном и начальном равновесных состояниях. В любом замкнутом (круговом) процессе, при котором система возвращается в исходное равновесное состояние, результирующее изменение В. э. системы оказывается равным нулю.

60. Число степеней свободы молекулы.

Число степеней свободы — минимальное количество независимых переменных, необходимых для полного описания состояния молекулы.

Если молекулу, состоящую из n атомов, рассматривать как систему из n материальных точек со связями, то такая молекула имеет степеней свободы:

— всего (общее количество координат атомов) — $3n$, из них:

— поступательных (количество координат центра масс) — 3,

— вращательных (количество независимых углов, задающих ориентацию) — 2 (линейная молекула) или 3 (нелинейная молекула),

— колебательных (количество независимых связей) — $3n - 5$ (линейная молекула) или $3n - 6$ (нелинейная молекула).

— В классической механике каждой степени свободы соответствует свой независимый вклад в кинетическую энергию молекулы, а каждой колебательной степени свободы ещё и вклад в потенциальную энергию молекулы

61. Теорема о равнораспределении энергии по степеням свободы молекулы.

Теорема, согласно которой в состоянии равновесия кинетическая энергия теплового движения распределяется в веществе статистически равномерно по всем степеням свободы молекул независимо от их сорта, причём на каждую степень свободы поступательного, вращательного и колебательного

движения молекулы в среднем приходится кинетическая энергия, равная $\frac{1}{2}kT$, где k — постоянная

Больцмана; T — термодинамическая температура вещества. На каждую колебательную степень свободы приходится ещё и средняя потенциальная энергия, которая при гармонических колебаниях

равна кинетической, т. е. также равна $\frac{1}{2}kT$.

62. Средняя энергия молекулы.

Статистическая величина, характеризующая среднее значение кинетической энергии хаотического теплового движения и внутренней потенциальной энергии отдельной молекулы в газе. В соответствии с теоремой о равном распределении энергии по степеням свободы молекулы и в предположении, что колебания атомов в молекуле происходят по гармоническому закону, С. э. м. подчиняется соотношению

$$\langle \varepsilon \rangle = \frac{i}{2} kT,$$

где i — сумма числа поступательных, вращательных и удвоенного числа колебательных степеней свободы молекулы; k — постоянная Больцмана; T — термодинамическая температура.

63. Внутренняя энергия идеального газа.

В. э. U идеального газа состоит только из кинетической энергии теплового движения молекул и в состоянии термодинамического равновесия:

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

где i — сумма числа поступательных, вращательных и удвоенного числа колебательных степеней свободы молекулы; N — число микрочастиц (молекул или атомов), из которых состоит идеальный газ; k — постоянная Больцмана; ν — количество вещества газа (число молей); R — универсальная газовая постоянная; T — термодинамическая.

65. Функция состояния.

Величина, значение которой полностью определяется термодинамическим состоянием системы.

Примеры: внутренняя энергия, энтропия.

66. Первое начало термодинамики. Первый закон термодинамики

П. н. т. представляет собой закон сохранения и превращения энергии в тех системах, где существенную роль играют тепловые процессы. Согласно П. н. т., подводимая к системе энергия в форме теплоты Q расходуется на работу A системы над средой и на приращение внутренней энергии ΔU системы:

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

В этой формуле Q и A — являются мерами различных форм обмена энергией между системой и средой. Они являются функциями термодинамического процесса, в котором участвует система, тогда как внутренняя энергия U — функция термодинамического состояния системы.

На бесконечно малом (элементарном) участке термодинамического процесса уравнение П. н. т. записывается в виде.

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

где δQ — элементарная (малая) теплота, поглощённая системой на рассматриваемом участке процесса; dU — бесконечно малое приращение (изменение) внутренней энергии системы на этом участке; δA — элементарная (малая) работа, совершённая системой на участке.

Для элементарной теплоты δQ в равновесных процессах справедливо выражение: $\delta Q = TdS$, где T — абсолютная температура; dS — бесконечно малое приращение (изменение) энтропии S системы.

67. Теплоемкость тела.

T . на элементарном участке термодинамического процесса называется величина C , равную отношению элементарного количества поглощённой или отданной телом теплоты δQ к изменению температуры dT тела на этом участке:

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

Если T . относится к единице массы или к единице количества (молю) вещества, то её соответственно называют удельной или молярной T .

Из определения T . следует, что она является функцией термодинамического процесса, в котором участвует тело.

Единицей T . в СИ является джоуль на кельвин (Дж/К).

68. Удельная теплоёмкость.

Величина, равная теплоёмкости единицы массы вещества. Если масса вещества m при сообщении теплоты δQ изменяет свою температуру на dT , удельная теплоемкость определяется формулой

$$c = \frac{\delta Q}{mdT}$$

У. т. зависит от характера термодинамического процесса, в котором участвует вещество.

Примеры :

У. т. в изобарном процессе c_p (удельная изобарная теплоёмкость). Для идеального газа $c_p = \frac{i+2}{2} \frac{R}{\mu}$

где i — сумма числа поступательных, вращательных и удвоенного числа колебательных степеней свободы молекулы газа; R — универсальная газовая постоянная; μ — молярная масса.

У. т. при в изохорном процессе c_V (удельная изохорная теплоёмкость). Для идеального газа

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

71. Адиабатный процесс. То же, что адиабатический процесс.

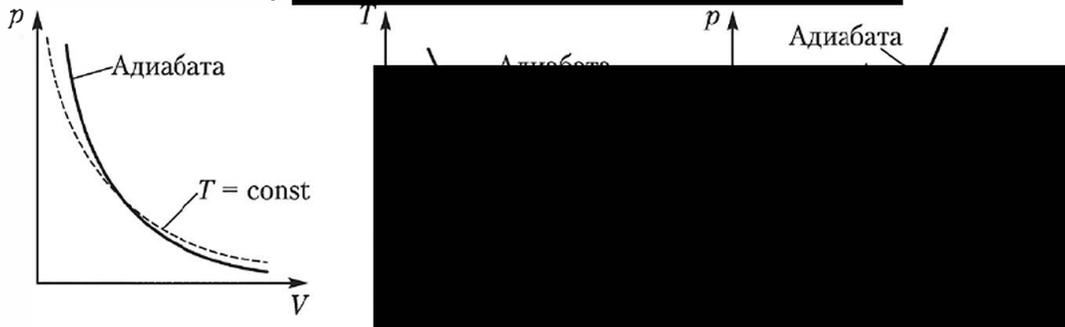
Термодинамический процесс, в котором система не имеет теплообмена с окружающей средой. **А. п.** обычно реализуется в системах, окружённых адиабатной оболочкой, но его удаётся получить и при отсутствии такой оболочки. Для этого вполне достаточно, чтобы процесс протекал очень быстро, т. к. при прочих равных условиях обмен энергией в форме теплоты непосредственно связан с длительностью процесса. Например, процесс резкого сжатия газа оказывается близким к **А. п.** и сопровождается интенсивным разогревом. В свою очередь, очень быстрое расширение газа приводит к его значительному охлаждению.

72. Уравнение адиабатического процесса для идеального газа.

В координатах p, V (давление и объём): $pV^\gamma = \text{const}$;

73. Адиабата.

Линия на термодинамических диаграммах состояния, изображающая равновесный адиабатный процесс. А. имеет простейший вид у идеального газа, в частности, на pV -, [REDACTED] диаграммах она изображена сплошными кривыми (рисунок). Для сравнения на диаграммах пунктиром показаны изотермы идеального газа. А. одного газа не могут пересекаться, т. к. это противоречило бы второму началу термодинамики. В равновесных адиабатических процессах энтропия системы сохраняется постоянной, поэтому [REDACTED]



ВТОРОЕ И ТРЕТЬЕ НАЧАЛО ТЕРМОДИНАМИКИ. ЭНТРОПИЯ. ТРЕТЬЕ НАЧАЛО

76. Второе начало термодинамики. То же, что второй закон термодинамики.

Имеет несколько равноправных формулировок

Формулировка Клаузиуса: невозможен процесс, единственным результатом которого была бы передача теплоты от более холодного тела к более горячему (невозможен процесс, при котором теплота самопроизвольно переходила бы от холодных тел к горячим).

Формулировка Томпсона: невозможен процесс, единственным результатом которого является получение системой теплоты от одного источника (теплового резервуара) и выполнение ею эквивалентного количества работы.

Энтропийная формулировка (закон возрастания энтропии): в адиабатически замкнутой системе энтропия S в любом реальном процессе либо возрастает, либо остаётся неизменной ($dS \geq 0$)

В отличие от первого начала термодинамики, В. н. т. является не абсолютным, а лишь статистическим законом. Статистическая физика допускает случайные малые отклонения (флуктуации) системы от равновесного состояния. Флуктуации в принципе способны временно незначительно нарушать В. н. т., однако в макрофизических системах, содержащих обычно огромное число микрочастиц, флуктуации не наблюдаются ввиду их чрезвычайной малости.

93. Удельная теплота парообразования . То же, что удельная теплота испарения.

Величина, равная количеству теплоты, которое необходимо сообщить жидкости массой 1 кг, чтобы при постоянной температуре полностью перевести её в пар. Единицей У. т. п. в СИ является джоуль на килограмм (Дж/кг).

94. Удельная теплота плавления.

Величина, равная количеству теплоты, которое необходимо сообщить кристаллическому телу массой 1 кг, чтобы при температуре плавления полностью перевести его в жидкое состояние. Единицей У. т. п. в СИ является джоуль на килограмм (Дж/кг).

95. Теплота испарения. То же, что теплота парообразования.

Количество теплоты, которое необходимо сообщить веществу, чтобы перевести его из жидкого в газообразное состояние в изобарно-изотермическом процессе. То же количество теплоты выделяется при конденсации пара в тех же внешних условиях. Т. и. — частный случай теплоты фазового перехода первого рода.

Теплота испарения массы m вещества равна

$$Q = r \cdot m,$$

где r — удельная Т. и.

Т. и. уменьшается с ростом температуры и при критической температуре становится равной нулю.

В области температур выше критической понятие Т. и. теряет смысл.

Единицей Т. и. в СИ является джоуль (Дж)

96. Теплота конденсации.

Количество теплоты, выделяющееся при конденсации пара в жидкость при изобарно-изотермических условиях. То же количество теплоты необходимо для испарения жидкости в тех же внешних условиях.

97. Теплота плавления.

Количество теплоты, которое надо сообщить веществу, чтобы перевести его из твёрдого (кристаллического) состояния в жидкое в равновесном изобарно-изотермическом процессе. То же количество теплоты выделяется при кристаллизации вещества. Теплота плавления массы m вещества равна

$$Q = \lambda \cdot m,$$

где λ — удельная Т. п.

Т. п. — частный случай теплоты фазового перехода первого рода.

Единицей Т. п. в СИ является джоуль (Дж).

98. Теплота кристаллизации.

Количество теплоты, которое выделяется жидкостью при её кристаллизации в изобарно-изотермических условиях. То же количество теплоты надо сообщить телу для его плавления.