

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ
ЯДЕРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ «МИФИ»

М. М. Астахов

МОЛЕКУЛЯРНАЯ ФИЗИКА
И ТЕРМОДИНАМИКА

КОНСПЕКТ ЛЕКЦИЙ

Для физико-математического лица

Издание 5-е, с изменениями
и дополнениями

Москва 2014

УДК 539.2(075)

ББК 22.36я7

А91

Астахов М.М. Молекулярная физика и термодинамика. Конспект лекций. Изд. 4-е, с изм. и доп. Уч. пособие. М.: НИЯУ МИФИ, 2014. – 36 с.

Содержит теоретический материал, включающий в себя основные положения, определения и законы молекулярной физики и термодинамики в соответствии с программой по физике ФМЛ НИЯУ МИФИ.

Пособие предназначено для учеников 10-х классов физико-математических лицеев и средней школы с углубленным изучением физики и математики.

*Рекомендовано
редсоветом НИЯУ МИФИ
в качестве учебного пособия*

ISBN 978-5--7262-1500-6

© Астахов М.М., 1992, 2009, 2011, 2014

© Московский инженерно-физический институт
(государственный университет), 1992, 2009

© Национальный исследовательский
ядерный университет «МИФИ», 2011, 2014

МОЛЕКУЛЯРНАЯ ФИЗИКА

Молекулярная физика — раздел физики, в котором изучаются свойства тел, обусловленные их атомным или молекулярным строением.

§1. Основные положения молекулярно-кинетической теории вещества

В основе молекулярно-кинетической теории строения вещества лежат три положения.

Первое положение

Все тела (твердые, жидкие, газообразные) состоят из большого числа мельчайших частиц (микрочастиц) — атомов, молекул и ионов.

Атом — наименьшая частица химического элемента, обладающая его химическими свойствами. Состоит из положительно заряженного ядра и окружающих его электронов (легких отрицательно заряженных частиц). Ядро, в котором сосредоточена почти вся масса атома, состоит из протонов (положительно заряженных частиц) и нейтронов (незаряженных частиц). Атом электрически нейтрален.

Молекула — наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами. Состоит из атомов, число которых может изменяться от двух до нескольких тысяч (в органических молекулах). Атомы объединяются в молекулы за счет взаимодействия электронов. Молекула электрически нейтральна.

Ион — заряженная частица, образующаяся при потере или присоединении электрона (или электронов) атомом или молекулой.

Относительная атомная масса химического элемента A_r — величина, равная отношению массы атома данного элемента к $1/12$ части массы атома изотопа углерода-12 (^{12}C):

$$A_r = \frac{m_{\text{ат}}}{\frac{1}{12} m_{^{12}\text{C}}}. \quad (1.1)$$

Относительная молекулярная масса вещества M_r — величина, равная отношению массы молекулы данного вещества к $1/12$ части массы атома изотопа углерода-12 (^{12}C):

$$M_r = \frac{m_{\text{мол}}}{\frac{1}{12} m_{^{12}\text{C}}}. \quad (1.2)$$

Атомная единица массы а.е.м. — масса, равная $1/12$ части массы атома изотопа углерода-12:

$$1 \text{ а.е.м.} = \frac{1}{12} m_{^{12}\text{C}} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$$

Обозначим атомную единицу массы $m_{\text{ед}}$. Тогда массы молекулы или атома (в кг) могут быть определены по формулам:

$$m_{\text{мол}} = M_r m_{\text{ед}}; \quad (1.3)$$

$$m_{\text{ат}} = A_r m_{\text{ед}}. \quad (1.4)$$

Количество вещества ν — величина, определяемая числом структурных элементов (атомов, молекул, ионов), входящих в данную систему.

Единица количества вещества — моль. Это количество вещества системы, в которой содержится столько же структурных элементов, сколько содержится атомов в углероде-12 массой $0,012$ кг.

Для однородной системы, содержащей N частиц, количество вещества равно:

$$\nu = \frac{N}{N_A}, \quad (1.5)$$

где N_A — постоянная Авогадро.

Постоянная Авогадро N_A — число, определяющее количество структурных элементов в одном моле вещества:

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}. \quad (1.6)$$

Для неоднородной системы, состоящей из нескольких компо-

нентов, количество вещества может быть определено из следующего равенства:

$$v = \sum_{i=1}^n v_i, \quad (1.7)$$

где v_i — количество вещества i -го компонента.

Молярная масса вещества M — величина, равная отношению массы m системы к количеству вещества этой системы:

$$M = \frac{m}{v}. \quad (1.8)$$

Единица молярной массы: $[M] = \text{кг/моль}$.

Значение молярной массы, выраженной в г/моль или в кг/кмоль, численно совпадает с относительной атомной (молекулярной) массой.

Количество вещества в теле массой m и объемом V может быть определено по формулам:

$$v = \frac{m}{M}, \quad (1.9)$$

где M — молярная масса вещества;

$$v = \frac{V}{V_M}, \quad (1.10)$$

где V_M — объем одного моля вещества.

Для неоднородной системы, состоящей из нескольких компонентов, молярная масса M_c вещества этой системы может быть определена из соотношения:

$$\frac{1}{M_c} = \frac{1}{m_c} \sum_{i=1}^n \frac{m_i}{M_i}, \quad (1.11)$$

где m_c — масса системы, m_i и M_i — масса и молярная масса i -го компонента системы соответственно.

Размеры атомов (молекул)

Атомы (молекулы) в жидкостях и твердых телах расположены близко друг к другу. Объем, *приходящийся* на один атом (одну молекулу) в жидкости или твердом теле,

$$V_{\text{пр}} = \frac{M}{\rho N_A}, \quad (1.12)$$

где M — молярная масса, ρ — плотность тела, N_A — постоянная Авогадро.

Если атом или молекула имеет шарообразную форму, то их диаметр может быть определен по формуле:

$$d = \sqrt[3]{\frac{M}{\rho N_A}}, \quad (1.13)$$

Второе положение

Атомы, молекулы и ионы находятся в непрерывном хаотическом (тепловом) движении.

Наиболее наглядным экспериментальным подтверждением этого положения служат броуновское движение и диффузия.

Броуновское движение — хаотическое движение малых микроскопических частиц, взвешенных в жидкости или газе. Оно продолжается неограниченно долго, интенсивность его возрастает с увеличением температуры и уменьшением размеров частиц и вязкости жидкости (газа).

Диффузия — самопроизвольное перемешивание атомов и молекул соприкасающихся веществ, которое приводит к равномерному распределению веществ (выравниванию концентрации) по всему объему системы. Наиболее быстро диффузия происходит в газах, медленнее — в жидкостях, еще медленнее — в твердых телах. Скорость диффузии увеличивается с ростом температуры.

Третье положение

Между молекулами (атомами, ионами) вещества действуют одновременно силы взаимного притяжения и отталкивания. Малая сжимаемость жидкостей и твердых тел является следствием нали-

чия сил отталкивания. Сопротивление растяжению твердых тел обусловлено наличием сил притяжения. Силы межмолекулярного взаимодействия имеют электрическое происхождение и являются короткодействующими: они действуют на расстояниях, не превышающем нескольких диаметров молекул, причем сила отталкивания убывает с расстоянием между центрами молекул r значительно быстрее, чем силы притяжения.

На рис.1.1 показаны примерные графики зависимостей проекций сил отталкивания $F_{отг}$, притяжения $F_{прг}$ и равнодействующей силы $F_{рг}$ от расстояния между центрами молекул.

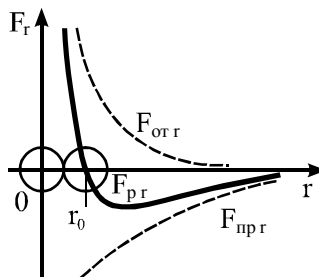


Рис.1.1

При равновесном расположении молекул ($r = r_0$) проекция равнодействующей силы, представляющая собой сумму проекций сил отталкивания и притяжения, равна нулю. При $r < r_0$ преобладает сила отталкивания, при $r > r_0$ — сила притяжения между молекулами.

§2. Термодинамическая система и ее параметры

Термодинамика — раздел физики, в котором изучаются тепловые явления.

Макроскопическое тело — тело, состоящее из большой совокупности микрочастиц — атомов, молекул, ионов.

Термодинамическая система — совокупность макроскопических тел (либо одно тело), способных взаимодействовать (обмениваться энергией и веществом) друг с другом и внешней средой (телами, не входящими в систему).

Замкнутая (изолированная) термодинамическая система — система, которая не взаимодействует с внешней средой.

Термодинамические параметры — физические величины, характеризующие состояние термодинамической системы. Примеры термодинамических параметров: давление, объем, температура.

Равновесное состояние термодинамической системы — состояние, при котором термодинамические параметры системы ос-

таются постоянными и одинаковыми во всей термодинамической системе при неизменных внешних условиях.

Уравнение состояния — функциональная зависимость между термодинамическими параметрами при равновесном состоянии термодинамической системы.

Функции состояния — физические величины, не зависящие от истории термодинамической системы и определяемые ее состоянием в настоящий момент времени.

Термодинамический процесс — изменение состояния термодинамической системы, характеризуемое изменением его параметров.

Равновесный процесс — термодинамический процесс, представляющий собой непрерывную последовательность *квазиравновесных* состояний (при которых термодинамические параметры во всех частях системы пренебрежимо мало отличаются друг от друга).

Температура — термодинамический параметр, определяющий состояние теплового равновесия термодинамической системы: при таком состоянии температура тел системы одинакова. Для определения температуры используются зависимости от нее различных свойств (например, объема) какого-либо макроскопического тела (называемого термометрическим).

Температура по шкале Цельсия t устанавливается следующим образом: при нормальном атмосферном давлении ($1,01 \cdot 10^5$ Па) температура таяния льда принимается за 0 °С, температура кипения воды — за 100 °С. Используя явление теплового расширения термометрического вещества, этот температурный интервал делится на 100 равных частей — градусов (°С).

Термодинамическая (абсолютная) температура T — температура, значение которой не зависит от термометрического вещества. Она отсчитывается по термодинамической шкале (шкале Кельвина) от абсолютного нуля.

Единица термодинамической температуры — кельвин: $[T] = \text{К}$.

Связь между термодинамической температурой и температурой по шкале Цельсия:

$$T = t + 273,15 \quad (1 \text{ К} = 1 \text{ °С}). \quad (2.1)$$

§ 3. Газовые законы

Газовые законы являются экспериментальными законами. Они справедливы в некоторых интервалах значений температур и давлений, определяемых опытным путем.

Изотермический процесс — изменение состояния термодинамической системы при постоянной температуре: $T = \text{const}$.

Закон Бойля — Мариотта (описывает изотермический газовый процесс)

При неизменных температуре T , массе m и молярной массе M газа произведение давления p и объема V газа постоянно:

$$pV = \text{const} \quad (T, m, M - \text{const}). \quad (3.1)$$

Графики зависимостей $p = \text{const} \cdot \frac{1}{V}$ при различных температурах являются семейством гипербол, называемых изотермами. Чем выше температура газа, тем дальше от начала координат расположена изотерма (рис.3.1).

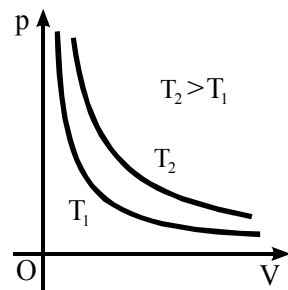


Рис.3.1

Изобарический процесс — изменение состояния термодинамической системы при постоянном давлении: $p = \text{const}$.

Закон Гей-Люссака (описывает изобарический газовый процесс)

При неизменных давлении p , массе m и молярной массе M газа его объем V изменяется прямо пропорционально температуре T :

$$V = \text{const} \cdot T \quad (p, m, M - \text{const}). \quad (3.2)$$

При использовании температуры по шкале Цельсия, закон Гей-Люссака записывается в виде:

$$V = V_0(1 + \alpha_v t), \quad (3.3)$$

где V_0 — объем газа при температуре, равной 0°C , α_v — температурный (термический) коэффициент объемного расширения газа:

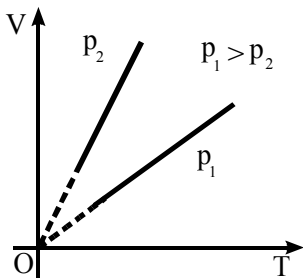


Рис.3.2

$$\alpha_v = \frac{1}{273,15} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}. \quad (3.4)$$

Графики зависимостей $V = \text{const} \cdot T$ при различных давлениях являются семейством прямых (называемых изобарами), продолжения которых проходят через начало координат. Чем больше давление газа, тем меньше угол наклона изобары к оси абсцисс (рис.3.2).

Изохорический процесс — изменение состояния термодинамической системы при постоянном объеме: $V = \text{const}$.

Закон Шарля (описывает изохорический газовый процесс)

При неизменных объеме V , массе m и молярной массе M газа его давление p изменяется прямо пропорционально температуре T :

$$p = \text{const} \cdot T \quad (V, m, M - \text{const}). \quad (3.5)$$

При использовании температурной шкалы Цельсия закон записывается в виде:

$$p = p_0 (1 + \alpha_p t), \quad (3.6)$$

где p_0 — давление газа при температуре, равной $0 \text{ } ^\circ\text{C}$, α_p — температурный (термический) коэффициент давления:

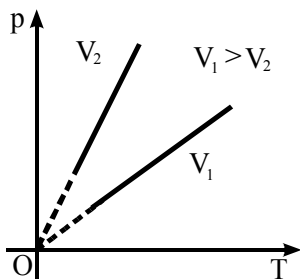


Рис.3.3

$$\alpha_p = \frac{1}{273,15} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}. \quad (3.7)$$

Графики зависимости $p = \text{const} \cdot T$ при различных объемах являются семейством прямых (называемых изохорами), продолжения которых проходят через начало координат. Чем больше объем, тем меньше угол наклона изохоры к оси абсцисс (рис.3.3)

Уравнение Клапейрона

При неизменных массе m и молярной массе M газа произведе-

ние давления газа на его объем прямо пропорционально температуре газа:

$$pV = \text{const} \cdot T \quad (m, M - \text{const}). \quad (3.8)$$

Закон Авогадро

При одинаковых давлении и температуре в равных объемах различных газов содержится одинаковое число молекул.

При нормальных условиях (давление, равное $1,01 \cdot 10^5$ Па, температура, равная 0°C) объем одного моля газа равен $22,4 \cdot 10^{-3}$ м³.

Уравнение Менделеева — Клапейрона:

$$pV = \frac{m}{M} RT, \quad (3.9)$$

где m , M — масса и молярная масса газа соответственно; R — универсальная газовая постоянная, равная $8,314$ Дж/(моль·К).

Объемная плотность (концентрация) молекул n — величина, равная отношению количества молекул N к объему V , в котором содержатся эти молекулы:

$$n = \frac{N}{V}. \quad (3.10)$$

С использованием объемной плотности молекул n уравнение Менделеева — Клапейрона имеет вид:

$$p = nkT, \quad (3.11)$$

где k — постоянная Больцмана, равная $1,38 \cdot 10^{-23}$ Дж/К.

Парциальное давление — давление, которое оказывал бы газ, содержащийся в смеси газов, если бы он один занимал объем, равный объему смеси газов при той же температуре.

Закон Дальтона

Давление смеси газов равно сумме парциальных давлений газов, образующих смесь:

$$p = \sum_{i=1}^n p_i, \quad (3.12)$$

где p_i — парциальное давление i -го компонента газовой смеси.

§4. Молекулярно-кинетическая теория идеального газа

Идеальный газ — газ, расстояние между молекулами (атомами) которого много больше размеров молекул (атомов). Уравнением состояния идеального газа является уравнение Менделеева — Клапейрона. Кинетическая энергия молекул идеального газа много больше потенциальной энергии их взаимодействия друг с другом.

Основное уравнение молекулярно-кинетической теории газа

Давление газа на стенки сосуда есть результат ударов молекул о стенки сосуда. Соударения между молекулами и стенками сосуда происходят по законам упругого удара. Движение молекул хаотично. Все направления движения равновероятны.

Давление газа p прямо пропорционально концентрации молекул и их средней кинетической энергии поступательного движения:

$$p = \frac{2}{3} n \langle \varepsilon \rangle. \quad (4.1)$$

Средняя кинетическая энергия молекул

$$\langle \varepsilon \rangle = \frac{1}{N} \sum_{i=1}^l N_i \varepsilon_i, \quad (4.2)$$

где N — число молекул во всем объеме газа, N_i — число молекул с кинетической энергией ε_i .

Средняя кинетическая энергия молекул газа пропорциональна его абсолютной температуре:

$$\langle \varepsilon \rangle = \frac{3}{2} kT, \quad (4.3)$$

где k — постоянная Больцмана.

Средняя квадратичная скорость молекул газа

$$v_{\text{ср.кв}} = \sqrt{\langle v^2 \rangle} = \sqrt{\frac{1}{N} \sum_{i=1}^l N_i v_i^2}. \quad (4.4)$$

Средняя квадратичная скорость молекул газа увеличивается с

ростом термодинамической температуры T и уменьшением молярной массы газа M :

$$v_{\text{ср.кв}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}. \quad (4.5)$$

§5. Первый закон термодинамики

Внутренняя энергия тела U — величина, равная сумме кинетических энергий и потенциальных энергий взаимодействий всех микрочастиц (атомов, молекул, ионов) тела.

Внутренняя энергия термодинамической системы U — величина, равная сумме внутренних энергий тел, принадлежащих данной системе.

Внутренняя энергия является функцией состояния тела (термодинамической системы).

Внутренняя энергия одноатомного идеального газа — величина, равная сумме кинетических энергий всех атомов газа (потенциальная энергия взаимодействия атомов мала вследствие больших расстояний между ними).

Связь между внутренней энергией и температурой одноатомного газа — для данной массы газа внутренняя энергия прямо пропорциональна его температуре:

$$U = \frac{3}{2} \frac{m}{M} RT, \quad (5.1)$$

где m и M — масса и молярная масса газа соответственно.

Приращение внутренней энергии идеального одноатомного газа — для данной массы газа приращение внутренней энергии прямо пропорционально *приращению* его температуры:

$$\Delta U = \frac{3}{2} \frac{m}{M} R \Delta T, \quad (5.2)$$

при этом ΔU не зависит от вида термодинамического процесса, а определяется только начальным и конечным состояниями газа.

Работа газа при *изобарическом* процессе ($p = \text{const}$):

$$A = p\Delta V, \quad (5.3)$$

где ΔV — приращение объема газа: $\Delta V = V_{\text{к}} - V_{\text{н}}$.

В общем случае работа газа

$$A = \int_{V_{\text{н}}}^{V_{\text{к}}} p dV, \quad (5.4)$$

где p — давление газа, $V_{\text{н}}$ и $V_{\text{к}}$ — начальный и конечный объемы газа соответственно.

Работа газа положительна при расширении газа ($A > 0$ при $V_{\text{к}} > V_{\text{н}}$) и отрицательна при сжатии газа ($A < 0$ при $V_{\text{к}} < V_{\text{н}}$).

Работа газа (в системе координат pOV) равна площади криволинейной трапеции (прямоугольника в случае постоянного давления — рис. 5.1,а), ограниченной графиком зависимости $p = f(V)$, осью абсцисс от начального ($V_{\text{н}}$) до конечного ($V_{\text{к}}$) объема газа и отрезками прямых $V = V_{\text{н}}$ и $V = V_{\text{к}}$ (рис. 5.1,б).

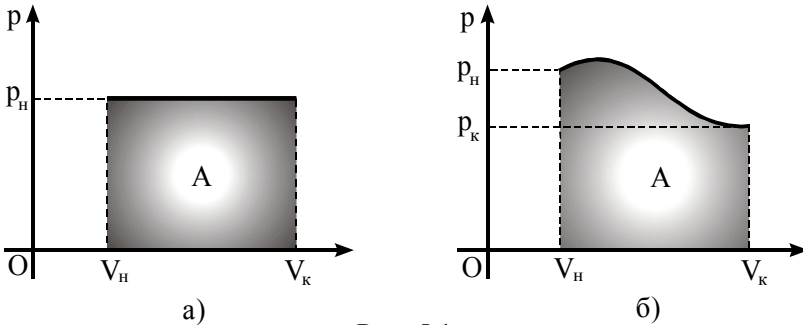


Рис. 5.1

Работа газа при *изохорическом* процессе ($V = \text{const}$)

$$A = 0. \quad (5.5)$$

Теплообмен (теплопередача) — процесс передачи некоторого количества внутренней энергии одним телом другому, не обусловленный совершением ими работы. Передача энергии происходит при столкновениях хаотически движущихся атомов (молекул, ионов) тел и через излучение, при этом происходит уменьшение внутренней энергии того тела, температура которого больше.

Количество теплоты Q — количество внутренней энергии, переданной одним телом другому при теплообмене.

Количество теплоты считается положительным ($Q > 0$), если тело получает энергию, отрицательным ($Q < 0$) — если тело отдает энергию.

Количество теплоты и работа зависят от вида термодинамического процесса при переходе тела из одного термодинамического состояния в другое. Они не являются функциями состояния и поэтому в общем случае не могут быть представлены в виде приращения каких-либо функций состояния тела.

Первый закон термодинамики

Первая формулировка: приращение внутренней энергии тела при переходе из одного (начального) состояния в другое (конечное) равно сумме работы внешних тел (над телом) и полученного (отданного) телом количества теплоты:

$$\Delta U = A_{\text{внеш}} + Q. \quad (5.6)$$

Соотношение между работами тела и внешних тел:

$$A_{\text{т}} = -A_{\text{внеш}}. \quad (5.7)$$

Вторая формулировка: количество теплоты, полученное (отданное) телом, равно сумме работы тела (над внешними телами) и приращения внутренней энергии тела:

$$Q = A_{\text{т}} + \Delta U. \quad (5.8)$$

Адиабатический процесс — процесс перехода тела из одного состояния в другое без теплообмена с внешней средой:

$$Q = 0. \quad (5.9)$$

Первый закон термодинамики при различных процессах:

а) *изотермическом* ($T = \text{const}$) — количество теплоты, полученное (отданное) телом, равно работе тела (над внешней средой):

$$Q = A_{\text{т}}; \quad (5.10)$$

б) *изохорическом* ($V = \text{const}$) — количество теплоты, полученное (отданное) телом, равно приращению внутренней энергии тела:

$$Q = \Delta U; \quad (5.11)$$

в) *изобарическом* ($p = \text{const}$) — количество теплоты, полученное (отданное) телом, равно сумме работы тела и приращения внутренней энергии тела:

$$Q = p\Delta V + \Delta U; \quad (5.12)$$

г) *адиабатическом* ($Q = \text{const}$) — работа тела (над внешними телами) равна убыли внутренней энергии тела:

$$A_{\tau} = -\Delta U. \quad (5.13)$$

Теплоемкость тела C_{τ} — величина, равная отношению количества теплоты, полученного (отданного) телом, к происходящему при этом приращению температуры тела:

$$C_{\tau} = \frac{Q}{\Delta T}. \quad (5.14)$$

Единица теплоемкости тела $[C_{\tau}] = \text{Дж/К}$.

Удельная теплоемкость c — величина, равная отношению теплоемкости тела к массе тела m :

$$c = \frac{C_{\tau}}{m}. \quad (5.15)$$

Единица удельной теплоемкости $[c] = \text{Дж}/(\text{кг}\cdot\text{К})$.

Молярная теплоемкость C_M — величина, равная отношению теплоемкости тела к количеству вещества тела ν :

$$C_M = \frac{C_{\tau}}{\nu}. \quad (5.16)$$

Соотношение между удельной и молярной теплоемкостями:

$$C_M = Mc. \quad (5.17)$$

где M — молярная масса вещества тела.

Единица молярной теплоемкости $[C_M] = \text{Дж}/(\text{моль}\cdot\text{К})$.

Теплоемкость тела зависит от вида того термодинамического процесса, при котором происходит теплообмен тела с внешней

средой.

Теплоемкость тела *при постоянном давлении* (изобарическом процессе):

$$C_{\text{тр}} = \frac{p\Delta V + \Delta U}{\Delta T}. \quad (5.18)$$

Для идеального *одноатомного* газа

$$C_{\text{тр}} = \frac{5}{2} \nu R. \quad (5.19)$$

Теплоемкость тела *при постоянном объеме* (изохорическом процессе):

$$C_{\text{тV}} = \frac{\Delta U}{\Delta T}. \quad (5.20)$$

Для идеального *одноатомного* газа

$$C_{\text{тV}} = \frac{3}{2} \nu R. \quad (5.21)$$

При адиабатическом процессе теплоемкость тела равна нулю, при изотермическом процессе понятие теплоемкости теряет смысл.

Соотношение между *молярными теплоемкостями* идеального одноатомного газа: разность между молярными теплоемкостями идеального газа равна газовой постоянной:

$$C_{\text{Mр}} - C_{\text{MV}} = R. \quad (5.22)$$

Закон Дюлонга — Пти

Молярная теплоемкость твердых тел, начиная с определенной температуры, не зависит от температуры тела и равна трем газовым постоянным:

$$C_{\text{M}} = 3R. \quad (5.23)$$

Для большинства твердых тел закон Дюлонга — Пти выполняется при температурах от комнатной и выше.

Уравнение теплового баланса

В замкнутой термодинамической системе при теплообмене,

происходящем до достижения теплового равновесия, количество теплоты, отданное одними телами, равно (по модулю) количеству теплоты, полученному другими телами системы:

$$\sum_{i=1}^n Q_i = 0, \quad (5.24)$$

где n — количество тел системы, Q_i — количество теплоты, полученное ($Q_i > 0$) или отданное ($Q_i < 0$) i -м телом системы.

При отсутствии фазовых превращений

$$Q_i = c_i m_i (T_k - T_{ni}), \quad (5.25)$$

где T_k — равновесная (конечная) температура системы; c_i , m_i , T_{ni} , — удельная теплоемкость, масса и начальная температура i -го тела соответственно.

Если в i -м теле системы происходили фазовые превращения, то Q_i является теплотой фазовых переходов (см. §9), которая может быть как положительной, так и отрицательной.

§6. Тепловые машины

Тепловая машина — устройство, предназначенное для совершения положительной работы над внешними силами за счет полученного от источника энергии некоторого количества теплоты (на практике, чаще всего при сгорании топлива).

Циклический (круговой) процесс (цикл) — процесс, при котором термодинамическая система возвращается в исходное состояние.

Циклическая тепловая машина — тепловая машина, которая после совершения ряда процессов возвращается в первоначальное (исходное) состояние.

Тепловая машина состоит из трех основных частей: нагревателя с температурой T_n , рабочего тела (в большинстве случаев газа или пара), температура которого $T_{рт}$ меньше T_n , и холодильника с температурой T_x меньше $T_{рт}$. Рабочее тело, например газ, при получении от нагревателя некоторого количества теплоты Q_n расширяется и совершает работу $A_{г\text{ расш}} > 0$. При сжатии газ передает коли-

чество теплоты Q_x ($Q_x < 0$) холодильнику, при этом работа газа отрицательна ($A_{г\text{ сж}} < 0$).

Давление газа при сжатии ниже, чем при расширении, что обеспечивает полезную $A_{п}$ работу тепловой машины за цикл.

Работа газа численно равна площади фигуры, ограниченной графиками зависимостей $p(V)$ при расширении (кривая а) и сжатии (кривая б) газа, показанных на рисунке 6.1.

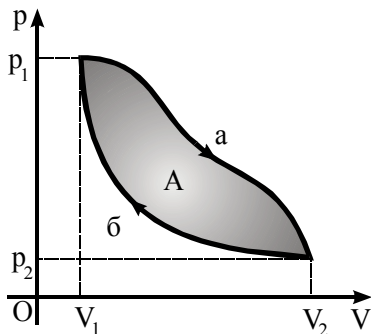


Рис.6.1

Коэффициент полезного действия тепловой машины η — величина, равная отношению полезной работы $A_{п}$ тепловой машины к количеству теплоты, полученному рабочим телом от нагревателя за цикл:

$$\eta = \frac{A_{п}}{Q_{н}} = 1 - \frac{|Q_{х}|}{Q_{н}}. \quad (6.1)$$

Обратимый процесс — термодинамический процесс, после которого система может вернуться в начальное состояние через все промежуточные состояния первоначального перехода без остаточных изменений в системе и окружающей среде. Обратимым может быть только равновесный процесс.

Неравновесные процессы являются необратимыми. Все реальные процессы протекают не бесконечно медленно; они сопровождаются трением и теплообменом при конечной разности температур системы и внешней среды, поэтому они в той или иной степени являются необратимыми.

Обратимые тепловые машины — тепловые машины, работающие по циклу, состоящему из обратимых процессов.

КПД всех обратимых тепловых машин, работающих с одними и теми же нагревателем и холодильником, одинаковы.

Идеальная тепловая машина (машина Карно) — обратимая тепловая машина, работающая по циклу Карно.

Цикл Карно состоит из двух изотерм (кривые а, с) и двух адиа-

бат (кривые b, d) идеального газа (рис. 6.2). При работе тепловой машины он совершается по часовой стрелке.

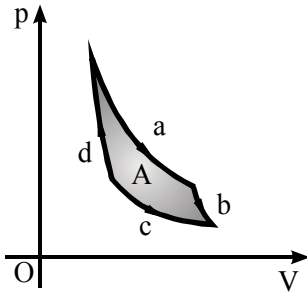


Рис.6.2

Для цикла Карно выполняется равенство:

$$\frac{|Q_x|}{Q_H} = \frac{T_x}{T_H}. \quad (6.2)$$

КПД идеальной тепловой машины

$$\eta_{\text{ид.тм}} = 1 - \frac{T_x}{T_H}. \quad (6.3)$$

КПД необратимой тепловой машины не может превышать КПД обратимой тепловой машины, работающей с такими же нагревателем и холодильником.

Второй закон термодинамики

Первая формулировка (Клаузиуса): невозможен процесс, единственным результатом которого является переход некоторого количества теплоты от тела с меньшей температурой к телу с большей температурой.

Вторая формулировка (Томсона): невозможен периодический процесс, единственным результатом которого является превращение некоторого количества теплоты, полученного от нагревателя, в равную этому количеству теплоты работу.

Обе формулировки закона эквивалентны друг другу.

Холодильная машина — устройство, предназначенное для отвода теплоты из холодильника приемнику за счет положительной работы внешних сил.

Холодильная машина состоит из холодильной камеры, температура которой T_x , рабочего тела, температура которого $T_{\text{рт}} > T_x$, и приемника теплоты (например, окружающей среды), температура которого $T_{\text{пр}} < T_{\text{рт}}$.

Холодильная машина работает по циклу (например, по циклу представленному на рис 6.1), происходящему *против* часовой стрелки (расширение газа по кривой b и сжатие по кривой a).

Рабочее тело, например газ, расширяется, получая от холо-

дильника некоторое количества теплоты Q_x ($Q_x > 0$). При сжатии (под большими давлением и температурой) газ передает количество теплоты $Q_{пр}$ приемнику, при этом внешний источник энергии совершает положительную работу над рабочим телом $A_{ист}$.

Холодильный коэффициент (эффективность) — величина, равная отношению количества теплоты, отведенной от холодильника, к работе, совершенной внешним источником за цикл:

$$\eta_x = \frac{Q_x}{A_{ист}} = \frac{Q_x}{Q_{пр} - Q_x}. \quad (6.4)$$

Если цикл, по которому работает холодильная машина, обратим (например, цикл Карно), то

$$\eta_{обр\ x} = \frac{T_x}{T_{пр} - T_x}. \quad (6.5)$$

§7. Поверхностное натяжение жидкости

Поверхностное натяжение жидкости — свойство, заключающееся в стремлении жидкости к сокращению своей поверхности до минимума.

Сила поверхностного натяжения — сила, действующая по касательной к поверхности жидкости, перпендикулярно линии, ограничивающей эту поверхность.

Коэффициент поверхностного натяжения — величина, равная отношению модуля силы поверхностного натяжения F_n к длине части контура L , на которую она действует:

$$\sigma = \frac{F_n}{L}. \quad (7.1)$$

Единица коэффициента поверхностного натяжения — ньютон на метр: $[\sigma] = \text{Н/м}$.

Поверхностная энергия U_n — избыточная потенциальная энергия молекул поверхностного слоя жидкости по сравнению с их потенциальной энергией во внутренних областях жидкости.

Коэффициент поверхностного натяжения σ равен отноше-

нию поверхностной энергии $U_{\text{п}}$ участка поверхности жидкости к площади S этого участка:

$$\sigma = \frac{U_{\text{п}}}{S}. \quad (7.2)$$

Работа по увеличению поверхности жидкости

$$A_{\text{п}} = \sigma \Delta S, \quad (7.3)$$

где ΔS — приращение площади поверхности жидкости.

Коэффициент поверхностного натяжения жидкости зависит от примесей и температуры жидкости. Он уменьшается до нуля при увеличении температуры жидкости до критической (см. §9).

Поверхностно-активные вещества — вещества, уменьшающие коэффициент поверхностного натяжения жидкости при растворении в ней.

Давление под изогнутой поверхностью жидкости $\Delta p_{\text{п}}$ — давление, дополнительное к давлению в жидкости с плоской поверхностью:

$$\Delta p_{\text{п}} = p_{\text{ж}} - p_{\text{ср}}, \quad (7.4)$$

где $p_{\text{ж}}$ — давление в жидкости, $p_{\text{ср}}$ — давление среды, в которой находится жидкость.

Формула Лапласа: давление под изогнутой поверхностью жидкости прямо пропорционально средней кривизне поверхности и коэффициенту поверхностного натяжения:

$$\Delta p_{\text{п}} = 2H\sigma, \quad (7.5)$$

где σ — коэффициент поверхностного натяжения жидкости; H — средняя кривизна поверхности:

$$H = \frac{1}{2} \left(\frac{1}{R_1} + \frac{1}{R_2} \right), \quad (7.6)$$

где R_1 и R_2 — радиусы кривизны любых двух взаимно перпендикулярных нормальных сечений поверхности (для выпуклой $R > 0$, для вогнутой $R < 0$).

Нормальное сечение поверхности — линия пересечения поверхности плоскостью, проходящей через нормаль к поверхности в данной точке.

Нормаль к поверхности в точке — перпендикуляр к касательной плоскости, проведенной через данную точку.

Дополнительное давление для различных по форме тел

Для жидкого шарообразного тела радиусом R дополнительное давление в жидкости (по сравнению с давлением среды p_{cp})

$$\Delta p_{ш} = p_{ш} - p_{cp} = \frac{2\sigma}{R}. \quad (7.7)$$

Для жидкого цилиндрического тела радиусом R дополнительное давление в жидкости (по сравнению с давлением среды p_{cp})

$$\Delta p_{ц} = p_{ц} - p_{cp} = \frac{\sigma}{R}. \quad (7.8)$$

Для сферического пузыря диаметром D дополнительное давление газа, находящегося в пузыре (по сравнению с давлением окружающей этот пузырек среды p_{cp})

$$\Delta p_{г} = p_{г} - p_{cp} = \frac{8\sigma}{D}. \quad (7.9)$$

§8. Капиллярные явления

Смачивание — явление, состоящее в искривлении поверхности жидкости около поверхности твердого тела.

Мениск — поверхность жидкости, искривленная на границе с твердым телом.

Периметр смачивания — линия, по которой мениск пересекается с поверхностью твердого тела.

Краевой угол (угол смачивания) θ — угол, отсчитываемый внутри жидкости между касательными к поверхностям твердого тела и жидкости (рис. 8.1,а,б).

При $0 \leq \theta < \pi/2$ (см. рис. 8.1,а) жидкость называется смачи-

вающей твердое тело (при $\theta = 0$ — идеально смачивающей);

При $\pi/2 < \theta \leq \pi$ (см. рис.8.1,б) жидкость называется несмачивающей твердое тело (при $\theta = \pi$ — идеально несмачивающей).

Смачивание или несмачивание жидкостью твердого тела зави-

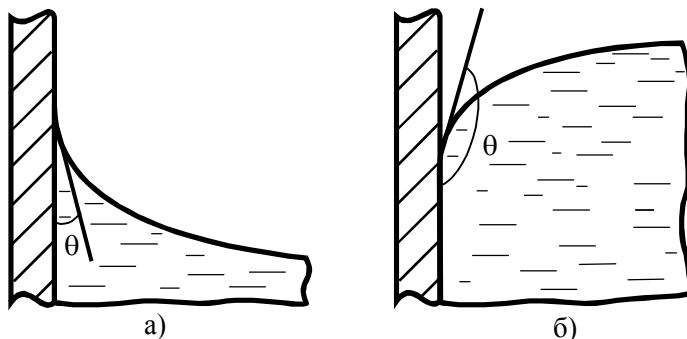


Рис.8.1

сит от соотношения сил притяжения между молекулами твердого тела и жидкости и между молекулами жидкости.

Капилляры — узкие трубки (диаметром 1 мм и менее).

Капиллярные явления — подъем или опускание жидкости в капиллярах по сравнению с уровнем поверхности жидкости в широком сосуде.

Высота (рис. 8.2, а) или глубина (рис. 8.2, б) поверхности жидкости в трубчатых капиллярах

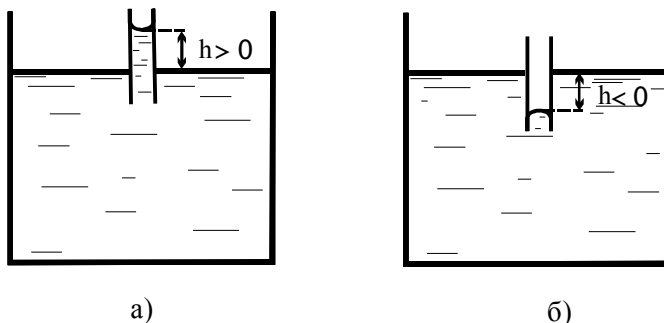


Рис.8.2

$$h = \frac{4\sigma \cos\theta}{d\rho g}, \quad (8.1)$$

где d — внутренний диаметр капилляра, ρ — плотность жидкости, g — модуль ускорения свободного падения.

Высота (если глубина, то $h < 0$) поверхности жидкости в узком плоском зазоре между двумя пластинками

$$h = \frac{2\sigma \cos\theta}{d\rho g}, \quad (8.2)$$

где d — ширина зазора между пластинками.

§9. Фазовые превращения тел

Фаза — часть термодинамической системы, которая ограничена поверхностью раздела и свойства которой одинаковы во всех ее частях.

Теплота фазового перехода — количество теплоты, поглощенное или выделенное при фазовом переходе.

Парообразование — процесс перехода вещества из жидкого состояния в газообразное.

Испарение — парообразование, происходящее с поверхности жидкости. При испарении жидкость охлаждается.

Пар — совокупность молекул, вылетевших из жидкости при парообразовании.

Конденсация — процесс превращения пара в жидкость.

В закрытом сосуде с жидкостью устанавливается динамическое равновесие между парообразованием и конденсацией.

Насыщенный пар — пар, находящийся при определенной температуре в состоянии динамического равновесия со своей жидкостью.

Давление насыщенного пара $p_{\text{нп}}$ зависит от его температуры и не зависит от объема, который он занимает. С ростом температуры $p_{\text{нп}}$ увеличивается, причем быстрее, чем давление идеального газа $p_{\text{иг}}$ при изохорическом процессе (рис. 9.1).

Ненасыщенный пар — пар, давление которого меньше дав-

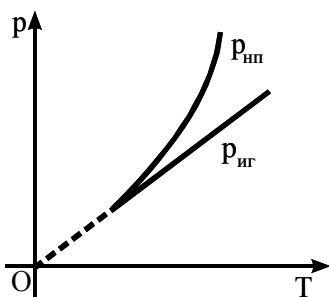


Рис.9.1

ления насыщенного пара при заданной температуре.

Давление ненасыщенного пара зависит от объема, занимаемого им: чем больше объем, тем меньше давление.

Ненасыщенный пар можно превратить в насыщенный изотермическим сжатием или понижением температуры (при этом часть пара может превратиться в жидкость).

Графики зависимостей давления пара и жидкости от молярного объема при различных постоянных температурах (изотермы пара и жидкости) приведены на рис.9.2. Кривые 1, 2 показывают давление ненасыщенного пара, прямые 3, 4 — насыщенного пара, кривые 5, 6 — жидкости при температурах ниже критической.

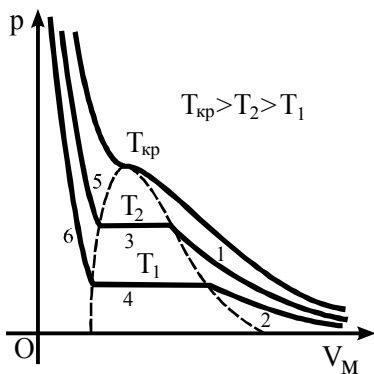


Рис.9.2

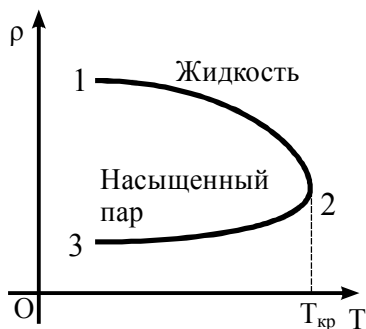


Рис.9.3

Критическая температура $T_{кр}$ — температура, при которой физические свойства, в том числе плотность насыщенного пара и жидкости, становятся одинаковыми (см. рис. 9.3).

При температуре $T > T_{кр}$ существование жидкости невозможно ни при каких давлениях.

Кипение — процесс парообразования как с поверхности жидкости, так и по всему ее объему внутри образующихся при этом

пузырьков с паром.

Кипение происходит при условии:

$$p_{\text{ин}} > p_r, \quad (9.1)$$

где p_r — давление газа внутри пузырьков.

Давление газа внутри пузырька p_r определяется выражением:

$$p_r = p_0 + \rho gh + \frac{2\sigma}{R}, \quad (9.2)$$

где p_0 — давление газа над жидкостью, ρ — плотность жидкости, h — глубина уровня жидкости (в этом случае $h > 0$), где образуется пузырек с паром, σ — коэффициент поверхностного натяжения жидкости, R — радиус пузырька с паром.

Удельная теплота парообразования r — величина, равная отношению количества теплоты $Q_{\text{п}}$, необходимого для превращения при постоянной температуре жидкости в пар, к массе этой жидкости m :

$$r = \frac{Q_{\text{п}}}{m}. \quad (9.3)$$

Единица удельной теплоты парообразования: $[r] = \text{Дж/кг}$.

Количество теплоты, подводимое к жидкости, расходуется на парообразование и работу пара против внешних сил. С ростом температуры удельная теплота парообразования уменьшается.

При конденсации происходит выделение количества теплоты

$$Q_{\text{ж}} = -rm. \quad (9.4)$$

Абсолютная влажность воздуха $\rho_{\text{вп}}$ — величина, равная отношению массы водяных паров $m_{\text{вп}}$, содержащихся в данном объеме воздуха, к величине этого объема $V_{\text{в}}$:

$$\rho_{\text{вп}} = \frac{m_{\text{вп}}}{V_{\text{в}}}. \quad (9.5)$$

Относительная влажность воздуха φ — величина, равная отношению (процентному) абсолютной влажности воздуха $\rho_{\text{вп}}$ к мак-

симальной абсолютной влажности воздуха $\rho_{\text{нп}}$, возможной при насыщении его водяным паром при данной температуре:

$$\varphi = \frac{P_{\text{вп}}}{P_{\text{нп}}} \cdot 100\%. \quad (9.6)$$

Относительная влажность воздуха может быть выражена через отношение парциального давления водяного пара $p_{\text{вп}}$, содержащегося в воздухе при данной температуре, к парциальному давлению насыщенного водяного пара при этой же температуре $P_{\text{нп}}$:

$$\varphi = \frac{P_{\text{вп}}}{P_{\text{нп}}} \cdot 100\%. \quad (9.7)$$

Точка росы — температура, при которой водяной пар, ранее ненасыщенный, становится насыщенным. Зная точку росы, относительную влажность воздуха при данной температуре можно рассчитать по зависимости давления насыщенного пара от температуры.

Кристаллические твердые тела — твердые тела, положения атомов (или молекул) которых упорядочены во всем объеме тела.

Аморфное твердое тело — твердое тело, положения атомов (или молекул) которого не упорядочены во всем объеме тела.

Плавление твердого тела — переход тела из твердого состояния в жидкое.

Температура плавления $T_{\text{пл}}$ — постоянная температура, при которой происходит плавление кристаллического тела. У большинства твердых тел (кроме висмута и льда) $T_{\text{пл}}$ увеличивается с ростом внешнего давления.

Удельная теплота плавления λ — величина, равная отношению количества теплоты, необходимого для плавления твердого тела при температуре плавления, к массе этого тела:

$$\lambda = \frac{Q_{\text{пл}}}{m}. \quad (9.8)$$

Кристаллизация — переход тела из жидкого состояния в твердое кристаллическое.

Температура кристаллизации $T_{кр}$ — постоянная температура, при которой происходит кристаллизация твердого тела. При медленном процессе кристаллизации $T_{кр}$ совпадает с $T_{пл}$.

Количество теплоты, выделяемое при кристаллизации твердого тела массой m :

$$Q_{кр} = -\lambda m. \quad (9.9)$$

Сублимация — процесс перехода вещества из твердого состояния в газообразное, минуя жидкое состояние.

Удельная теплота испарения твердого тела β — величина, равная отношению количества теплоты, необходимого для испарения твердого тела при постоянной температуре, к массе этого тела:

$$\beta = \frac{Q_{суб}}{m}. \quad (9.10)$$

Диаграмма состояния (фазовая диаграмма) — зависимость между давлением и температурой фазовых превращений. Схематично диаграммы состояния представлены на рисунке 9.4, а, б.

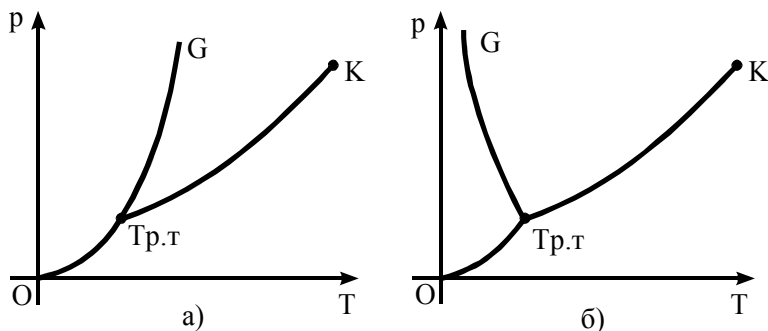


Рис.9.4

Линия $O — Тр.т$ представляет зависимость между давлением и температурой сублимации. В точках этой линии твердая и газообразная фазы находятся в равновесном состоянии.

Линия $Тр.т — К$ представляет зависимость между давлением насыщенного пара и температурой. В точках этой линии в равновесном состоянии находятся жидкая и газообразная фазы.

Линия Тр.т — G представляет зависимость между давлением и температурой плавления: на рис. 9.4,а для веществ, которые при плавлении расширяются ($\rho_{\text{ж}} > \rho_{\text{тв}}$), на рис. 9.4,б — сжимаются ($\rho_{\text{ж}} < \rho_{\text{тв}}$)

Точка К — критическая точка, соответствующая критической температуре $T_{\text{кр}}$.

Точка Тр.т — тройная точка, соответствующая равновесному сосуществованию трех фаз: твердой, жидкой и газообразной при единственных температуре и давлении.

Тройная точка воды ($T = 273,16 \text{ К}$, $p = 609 \text{ Па}$) используется в качестве реперной (опорной) точки термодинамической шкалы температур.

§10. Тепловое расширение твердых и жидких тел

Тепловое расширение тел — увеличение линейных размеров и объема тел, происходящее с ростом их температуры.

Длина твердого тела в зависимости от температуры определяется выражением:

$$L = L_0(1 + \alpha t), \quad (10.1)$$

где L_0 — длина тела при температуре, равной $0 \text{ }^\circ\text{C}$, α — коэффициент линейного расширения.

Для многих твердых тел $\alpha = (1 \div 50) \cdot 10^{-6} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}$.

Объем твердого тела и жидкости в зависимости от температуры определяется выражением:

$$V = V_0(1 + \beta t), \quad (10.2)$$

где V_0 — объем тела при $0 \text{ }^\circ\text{C}$, β — коэффициент объемного расширения.

Соотношение между коэффициентами линейного и объемного расширения для изотропных твердых тел:

$$\beta = 3\alpha. \quad (10.3)$$

Для многих жидких тел $\beta = (1 \div 30) \cdot 10^{-4} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}$.

Большинство веществ при увеличении температуры расширя-

ются. Вода в диапазоне 0÷4 °С при нагреве сжимается, поэтому ее плотность растет и становится максимальной при 4 °С.

Плотность тел в зависимости от их температуры определяется выражением

$$\rho = \frac{\rho_0}{1 + \beta t}, \quad (10.4)$$

где ρ_0 — плотность тела при температуре, равной 0 °С.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

Основная

1. Физика: Учеб. для 10 кл. кл. с углубл. изучением физики /Под ред. А.А. Пинского, О.Ф. Кабардина. – 11-е изд., перераб. и доп. – М.: Просвещение, 2010.

2. Элементарный учебник физики: Учеб.пособие. В 3 т. / Под ред. Г.С.Ландсберга: Т.1. Механика. Теплота. Молекулярная физика. –13-е изд.– М.:Наука. Физматлит, 2004.

3. Физика: Молекулярная физика. Термодинамика. 10 кл.: профильный уровень. Учебник для общеобразовательных учреждений / Г.Я. Мякишев, А.З. Сияков. – 12-е изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2010.

Дополнительная

4. Яворский Б.М., Селезнёв Ю.А. Физика. Справочное руководство: Для поступающих в вузы. – 5-е изд., перераб. – М.: ФИЗМАТЛИТ, 2004.

5. Аленицын А.Г., Бутиков Е.И., Кондратьев А.С. Краткий физико-математический справочник. – 6-е изд., – Черо, КДУ, Петроглиф, 2007.

СОДЕРЖАНИЕ

§1. Основные положения молекулярно-кинетической теории вещества.....	3
§2. Термодинамическая система и ее параметры.....	7
§3. Газовые законы.....	9
§4. Молекулярно-кинетическая теория идеального газа.....	12
§5. Первый закон термодинамики.....	13
§6. Тепловые машины.....	18
§7. Поверхностное натяжение жидкости.....	21
§8. Капиллярные явления.....	23
§9. Фазовые превращения тел.....	25
§10. Тепловое расширение твердых и жидких тел.....	30
СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ.....	32

Астахов Михаил Михайлович

Молекулярная физика и термодинамика
Конспект лекций

Для физико-математического лица

Издание 5-е, с изменениями
и дополнениями

Редактор Н.В. Шумакова

Подписано в печать 29.08.2014. Формат 60x84 1/16

Печ.л.2,25 Уч.-изд.2,25 Тираж 150 экз.

Изд. № 007-1 Заказ №

Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ».

Типография НИЯУ МИФИ.

115409, Москва, Каширское шоссе, 31

ДЛЯ ЗАМЕТОК

ДЛЯ ЗАМЕТОК