

ISBN 978-985-477-665-1



9 789854 776651

МГТУ ИМ. И. Ш. ШОМЯКИНА
БЛАРИМАТОРНЭ

ОБЩАЯ ФИЗИКА

МОЛЕКУЛЯРНАЯ ФИЗИКА



Министерство образования Республики Беларусь
Учреждение образования
«Мозырский государственный педагогический университет
имени И. П. Шамякина»

ОБЩАЯ ФИЗИКА
МОЛЕКУЛЯРНАЯ ФИЗИКА

Справочные материалы

Мозырь
МГПУ им. И. П. Шамякина
2019

УДК 531/534(076)
ББК 22.2я73
О-28

С о с т а в и т е л и :

Г. В. Кулак, доктор физико-математических наук, профессор, профессор кафедры физики и математики учреждения образования «Мозырский государственный педагогический университет имени И. П. Шамякина»;
Т. В. Николаенко, кандидат физико-математических наук, доцент, доцент кафедры физики и математики учреждения образования «Мозырский государственный педагогический университет имени И. П. Шамякина»

Р е ц е н з е н т ы :

доктор физико-математических наук, профессор, профессор кафедры товароведения УО «Белорусский торгово-экономический университет потребительской кооперации»

Г. С. Митюрин;

кандидат физико-математических наук, доцент, доцент кафедры «Физика» УО «Гомельский технический университет им. П. О. Сухого»

П. С. Шаповалов

Общая физика. Молекулярная физика : справочные материалы
О-28 / сост. : *Г. В. Кулак, Т. В. Николаенко.* – Мозырь: МГПУ им. И. П. Шамякина, 2019. – 36 с.
ISBN 978-985-477-665-1.

Материал разработан в соответствии с программой по учебной дисциплине «Общая физика» и предназначен для подготовки студентов специальностей: 1-31 04 08-03 Компьютерная физика. Компьютерное моделирование физических процессов, 1-02 05 02 Физика и информатика.

Рекомендуется студентам дневной формы получения высшего образования.

УДК 531/534(076)
ББК 22.2я73

ISBN 978-985-477-665-1

© Кулак Г. В., Николаенко Т. В., составление, 2019
© УО МГПУ им. И. П. Шамякина, 2019

ОГЛАВЛЕНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ.....	4
Масса и размер молекулы. Модель идеального газа	5
Основное уравнение молекулярно-кинетической теории	6
Уравнение Менделеева-Клапейрона. Газовые законы.....	7
Равнораспределение энергии молекул по степеням свободы	9
Первый закон термодинамики	10
Теплоемкость. Уравнение Майера	11
Адиабатический процесс. Политропический процесс	13
Тепловая машина. Цикл Карно	14
Энтропия	17
Явление поверхностного натяжения	19
Распределение Больцмана	21
Распределение Максвелла	22
Явление переноса в газах	24
Реальный газ	26
Влажность воздуха	27
Сжимаемость жидкости.....	28
Кристаллическое состояние вещества	29
Кривая плавления и кристаллизации	30
Литература	31
Перечень вопросов для подготовки к экзамену.....	32
Предметный указатель.....	35

ПРЕДИСЛОВИЕ

Курс «Общая физика» играет большую роль в жизни современного общества при формировании социально значимых ориентаций человека, обеспечивая гармонизацию отношений человека с окружающим миром.

В разделе «Молекулярная физика» дисциплины «Общая физика» изучаются зависимости строения и физических свойств тел от характера движения и взаимодействия между частицами, из которых состоят тела. Молекулярная физика основывается на молекулярно-кинетической теории строения вещества, которая успешно применяется в различных разделах физики. Она помогает понять механизм упругих свойств твердых тел, причину внутреннего трения в газах и жидкостях, объясняет различия между реальными газами и идеальным газом. Изучение данного раздела физики, как и физики в целом, должно способствовать формированию у студентов естественно-научной картины мира и изучению более специальных современных физических дисциплин.

Содержание раздела «Молекулярная физика» дисциплины «Общая физика» рассчитано на приобретение студентами знаний о физических процессах, происходящих в природе, при их органичном сочетании с современными результатами, достигнутыми в других науках. При этом необходимо постоянно раскрывать единство природы для всесторонней взаимосвязи физических законов и принципов, показывать их применение в технике.

В результате изучения дисциплины студенты должны знать:

- основные термины, понятия, процессы, явления и закономерности раздела «Молекулярная физика»;
- понимать смысл понятий и явлений молекулярной физики, основных законов и положений, вытекающих из них формул;
- роль молекулярной физики в развитии техники и технологии производственных процессов;
- системы и единицы измерения физических величин, формулы размерностей.

Реализации поставленной цели могут послужить разработанные справочные материалы «Общая физика. Молекулярная физика». Пособие содержит основные теоретические сведения по разделу «Молекулярная физика», включающие определения физических величин, единицы их измерения, основные законы оптики, физические формулы, являющиеся математическим выражением физических закономерностей. Для лучшего восприятия и запоминания материала выводы всех законов и закономерностей проиллюстрированы соответствующими рисунками. Для эффективной реализации самостоятельной работы студентов по подготовке к занятиям по разделу «Молекулярная физика» представлен список рекомендуемой литературы.

Масса и размер молекулы. Модель идеального газа

Относительной атомной массой называется величина, равная отношению массы молекулы данного вещества к $1/12$ массы атома углерода (^{12}C), т. е.

$$A_r = \frac{m_{ar}}{\frac{1}{12}m_c}.$$

Относительной молекулярной массой называется величина, равная отношению массы молекулы данного вещества к $1/12$ массы атома углерода (^{12}C), т. е.

$$M_r = \frac{m_{mr}}{\frac{1}{12}m_c}.$$

где m_{ar} – масса атома вещества, m_{mr} – масса молекулы вещества, m_c – масса атома углерода.

Моль – количество вещества ν , содержащее столько же молекул, сколько их содержится в 12 г изотопа углерода ^{12}C .

Величина $m_{ed} = \frac{1}{12}m_c$ называется атомной единицей массы (а.е.м.).

Величина $\mu = m_{mr} \cdot N_A$ называется молярной массой вещества, где $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ – число Авогадро.

Масса любой молекулы вещества определяется по формуле:

$$m_{mr} = M_r \cdot m_{ed}.$$

Число молекул N в теле массой m равно:

$$N = \nu \cdot N_A = \frac{m}{\mu} \cdot N_A.$$

Если вещество имеет массу m , то количество вещества определяется формулой:

$$\nu = \frac{m}{\mu}.$$

Единицы измерения:

$[m]$ = кг – масса, $[\nu]$ = моль – количество вещества, $[\mu]$ = кг/моль – молярная масса, $[M_r] = [A_r] = 1$.

В МКТ пользуются *идеализированной моделью идеального газа*, согласно которой считают, что:

- 1) Собственный объем молекул газа пренебрежительно мал по сравнению с объемом сосуда;
- 2) Между молекулами газа отсутствуют силы взаимодействия;
- 3) Столкновения молекул газа между собой и со стенками сосуда абсолютно упругие.

Основное уравнение молекулярно-кинетической теории

На рисунке 1 представлено схематическое изображение давления молекулы газа на стенку сосуда. Здесь F_x – сила давления. Сила F_x вызывает давление со стороны одной молекулы на стенки сосуда площадью S . Давление, оказываемое на стенку, определяется как

$$p = \frac{F_{Nx}}{S} = N \frac{m v_x^2}{l} = \frac{N m v_x^2}{V}; pV = N(m v_x^2).$$

N – число молекул в сосуде.

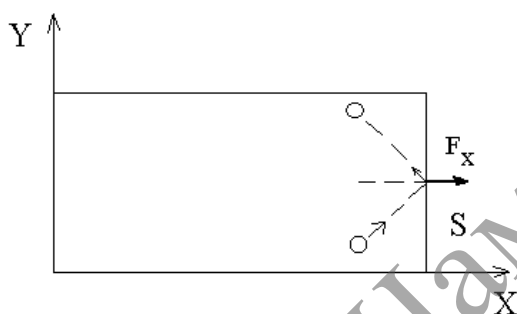


Рисунок 1. – Схематическое изображение давления молекулы газа на стенку сосуда

Средняя кинетическая энергия одной молекулы идеального газа $\bar{E}_k = m \frac{\bar{v}^2}{2}$, поэтому основное уравнение МКТ идеального газа имеет вид:

$$p = \frac{2}{3} n \bar{E}_k.$$

Давление идеального газа прямо пропорционально его концентрации (n) и средней кинетической энергии движения молекул газа.

Температуру определяют как меру средней кинетической энергии движения молекул, т. е. температура T пропорциональна \bar{E}_k .

$$T = \left(\frac{2}{3k} \right) \bar{E}_k.$$

где k – постоянная Больцмана, равная $k = 1,38 \cdot 10^{-23}$ Дж/К. Тогда получим уравнение Клапейрона:

$$P = nkT.$$

Уравнение Менделеева-Клапейрона. Газовые законы

Уравнение Менделеева-Клапейрона

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

где $R = N_A k = 8,31 \text{ Дж/К} \cdot \text{моль}$ – универсальная газовая постоянная.

Изотермический процесс в идеальном газе подчиняется **закону Бойля-Мариотта**:

$$pV = \text{const} \quad \left(\rho = \text{const} \right)$$

Для газа данной массы произведение давления газа на его объем постоянно, если температура газа не меняется

$$p_1 V_1 = p_2 V_2 \quad \left(\rho = \text{const} \right)$$

где $p_1 V_1$, $p_2 V_2$ – параметры газа в разные моменты времени

Графическое представление изотермического процесса: $p = f(V)$ – график (см. рисунок 2), отражающий изотермический процесс, называется **изотермой**

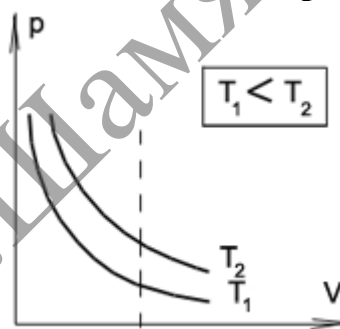


Рисунок 2. – Изотермический процесс

Изобарный процесс в идеальном газе подчиняется **закону Гей-Люссака**:

$$\frac{V}{T} = \text{const} \quad \left(p = \text{const} \right)$$

Для газа данной массы отношение объема газа к его температуре постоянно, если давление газа не меняется.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \left(p = \text{const} \right)$$

где $T_1 V_1$, $T_2 V_2$ – параметры газа в разные моменты времени

Графическое представление изобарного процесса: $V = f(T)$ – график (см. рисунок 3), отражающий изобарный процесс, называется **изобарой**.

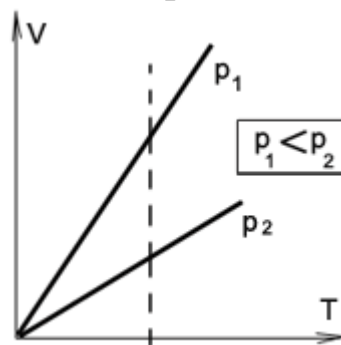


Рисунок 3. – Изобарный процесс

Изохорный процесс в идеальном газе подчиняется **закону Шарля**:

$$\frac{p}{T} = const \quad \left(V = const \right)$$

Для газа данной массы отношение давления газа к его температуре постоянно, если объем газа не меняется.

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \quad \left(V = const \right)$$

где T_1, p_1, T_2, p_2 – параметры газа в разные моменты времени

Закон Дальтона

Давление смеси химически не взаимодействующих идеальных газов равно сумме парциальных давлений.

$$p = \sum_{i=1}^n p_i = p_1 + p_2 + \dots + p_n$$

Графическое представление изохорного процесса: $p = f(V)$ – график (см. рисунок 4), отражающий изохорный процесс, называется **изохорой**.

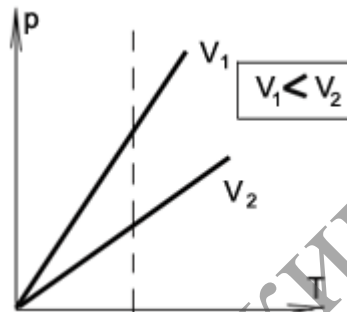


Рисунок 4. – Изохорный процесс

МГТУ им. И.Г.Шамшуркина

Равнораспределение энергии молекул по степеням свободы

Числом степеней свободы молекулы называется число независимых координат, которыми можно задать ее положение в пространстве.

Одна степень свободы обладает энергией, равной $\frac{1}{2}kT$. Последнее утверждение называется теоремой о равнораспределении энергии по степеням свободы.

Общая формула для числа степеней свободы:

$$i = n_{\text{пост}} + n_{\text{вр}} + 2n_{\text{кол}}.$$

Применим последнюю формулу для различных молекул. Молекулы одноатомного газа: $i = n_{\text{пост}} = 3$, жесткие молекулы двухатомного газа: $i = n_{\text{пост}} + n_{\text{вр}} = 3 + 2$, мягкие молекулы двухатомного газа: $i = n_{\text{пост}} + n_{\text{вр}} + 2n_{\text{кол}} = 3 + 2 + 2 = 7$. Установлено, что для молекул с числом атомов, большим двух $i = 6$.

Обозначим среднюю кинетическую энергию одной молекулы любого газа как $\bar{\varepsilon} = \frac{i}{2}kT$

Внутренняя энергия идеального газа складывается из кинетических энергий движения его молекулы, поэтому

$$U = \bar{E}_K = N\bar{\varepsilon}, U = \frac{i}{2}kTN = \frac{i}{2}kTN_A\nu = \frac{i}{2}\nu RT.$$

Для увеличения внутренней энергии тела ему можно сообщить некоторое количество теплоты Q , приведя его в контакт с более нагретым телом.

$$\Delta Q = \Delta U = \frac{1}{2} \frac{m}{\mu} R \Delta T.$$

Работа совершается в условиях постоянного давления и равна

$$A = p\Delta V.$$

Первый закон термодинамики

Количество теплоты, сообщенное газу, идет на увеличение его внутренней энергии и на работу, совершаемую газом над внешними телами. Закон выражается соотношением:

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

где ΔQ – элементарное количество сообщенной теплоты,

ΔU – изменение внутренней энергии,

A – элементарная работа, совершенная газом.

Первый закон термодинамики для различных изопроцессов

Изотермический процесс

$T = const.$ $\Delta T = 0$ следовательно $\Delta U = 0$ и $\Delta A = \Delta Q$, тогда

$$\Delta Q_T = A_T = \frac{m}{\mu} RT \ln \frac{V_2}{V_1}.$$

Изохорный процесс

$V = const.$, $\Delta V = 0$, следовательно $A = p\Delta V = 0$, тогда $\Delta Q = \Delta U$,

$$\Delta Q = \Delta U = \frac{1}{2} \frac{m}{\mu} R \Delta T.$$

Изобарный процесс

$$p = const, \Delta Q = \Delta U + A.$$

Адиабатический процесс

$$\Delta Q = 0, \Delta U + A = 0, \Delta U = -A.$$

Теплоемкость. Уравнение Майера

Теплоемкость – физическая величина, численно равная количеству теплоты, сообщенной телу, при увеличении его температуры на 1К (или на 1°С). Она выражается формулой

$$C = \frac{dQ}{dT}.$$

Рассмотрим теплоемкость газа при $V = const$. При этом выполняется соотношение $\delta A = 0$. Тогда $\delta Q = dU$ ($dV = 0$). Таким образом, имеем:

$$C_V = \frac{dU}{dT}.$$

С учетом того, что $U = \frac{i}{2} \cdot \frac{m}{\mu} RT$, получаем: $dU = \frac{i}{2} \cdot \frac{m}{\mu} R dT$. Таким образом, имеем:

$$C_V = \frac{i}{2} \nu R = \frac{i}{2} \cdot \frac{m}{\mu} R.$$

Важной характеристикой вещества является **молярная теплоемкость**, т.е. теплоемкость 1 моля газа, а также **удельная теплоемкость**, т.е. теплоемкость единицы массы вещества. Они обозначаются, соответственно, как C_μ и c («малое»).

$$C_{V\mu} = \frac{C_V}{\nu} = \frac{i}{2} R, \quad c_V = \frac{C_V}{m} = \frac{i}{2\mu} R.$$

Теплоемкости имеют следующие единицы измерения:

$$[C] = \frac{\text{Дж}}{\text{К}}, \quad [C_\mu] = \frac{\text{Дж}}{\text{К} \cdot \text{моль}}, \quad [c] = \frac{\text{Дж}}{\text{К} \cdot \text{кг}}.$$

Внутренняя энергия выражается через теплоемкость следующим образом: $U = C_V T$.

Если совершается изобарический процесс ($p = const$), то теплоёмкость будет больше, так как кроме изменения внутренней энергии газа, совершается положительная работа, и поэтому газу необходимо положить $C_p = C_V + \nu R$ и, следовательно, $C_p > C_V$. Для 1 моля газа получаем:

$$C_{p\mu} = C_{V\mu} + R.$$

Последнее соотношение, связывающее молярные теплоёмкости газа при $p = const$ и $V = const$, называется уравнением Майера.

Выразим теплоёмкость газа при $p = const$ через число степеней свободы молекул газа i , тогда получаем:

$$C_p = \frac{i}{2} \nu R + \nu R = \frac{i+2}{2} \nu R,$$
$$C_{p\mu} = \frac{i+2}{2} R, \quad c = \frac{i+2}{2\mu} R.$$

Важным параметром, характеризующим состояние термодинамической системы, является $\gamma = c_p/c_v$ – адиабатическая постоянная. Очевидно, что

$$\gamma = \frac{i+2}{i}.$$

Для различных частных случаев имеем:

- 1) одноатомный газ: $\gamma = 5/3$;
- 2) двухатомная жёсткая молекула: $\gamma = 7/5$;
- 3) двухатомная мягкая молекула: $\gamma = 9/7$;
- 4) многоатомная молекула: $\gamma = 4/3$.

МГТУ им. И.П.Шамякина

Адиабатический процесс. Политропический процесс

Адиабатический процесс.

Адиабатическим называется процесс, протекающий без теплообмена с внешней средой. При этом $dQ = 0$. Выполняются соотношения:

$$TV^{\gamma-1} = const, \quad pV^{\gamma} = const,$$

где $\gamma = c_p/c_v$ – адиабатическая постоянная. Последнее соотношение называется уравнением Пуассона.

Политропический процесс

Политропическим процессом называется процесс, происходящий при постоянной теплоемкости тела ($C = const$).

$pV^n = const$ – уравнение политропического процесса, где n – показатель политропы.

$$C = \frac{C_V - C_p}{n-1}$$

Различные термодинамические процессы и соответствующие им значения показателя политропы:

- политропический – n ;
- изобарический – 0;
- изотермический – 1;
- адиабатический – γ ;
- изохорический – ∞ .

Теплоемкость газа при различных процессах:

- 1) изобарический: $C = C_p$;
- 2) изотермический: $C = \infty$;
- 3) изохорический: $C = C_V$;
- 4) адиабатический: $C = 0$.

Тепловая машина. Цикл Карно

Тепловые машины работают по принципу круговых процессов, которые можно изобразить на диаграмме pV и TS . В общем случае такой процесс можно представить в виде (см. рисунок 5):

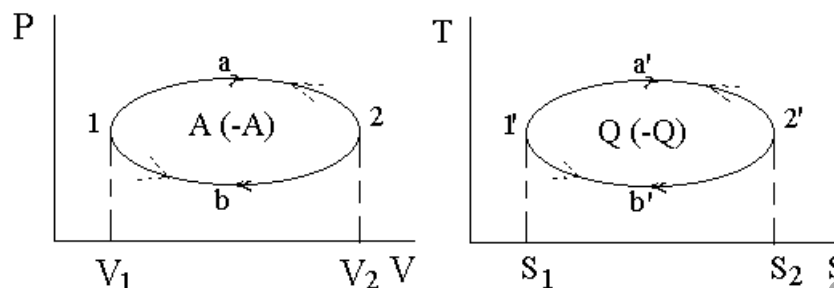


Рисунок 5. – Круговые процессы, описываемые на диаграммах PV - и TS - для тепловой и холодильной машин (пунктир относится к холодильной машине)

Из первого закона термодинамики для замкнутого процесса, что $Q = A$, причем работа A численно равна площади участка на диаграмме pV , ограниченного замкнутой кривой. Количество теплоты Q , сообщенное системе, численно равно площади замкнутого цикла на диаграмме TS . Таким образом, работа совершается лишь за счет затрат некоторого количества теплоты Q . При $Q = 0$, $A = 0$. Данное утверждение указывает на невозможность создания вечного двигателя первого рода, т. е. тепловой машины, совершающей работу без затрат тепла. Тепловая машина совершает положительную работу, когда цикл проходит по часовой стрелке. Положительная работа в реальной машине совершается при многократном обходе цикла. Для замкнутых равновесных тепловых процессов выполняются соотношения:

$$dS = \frac{dQ}{T}; \Delta S = \oint dS = 0; \oint \frac{dQ}{T} = 0.$$

Для необратимых (незамкнутых циклов) процессов выполняются соотношения:

$$dS > \frac{dQ}{T}; \Delta S = \oint dS > 0, \oint \frac{dQ}{T} < 0.$$

Последнее соотношение называется неравенством Клаузиуса.

Важнейшим среди круговых процессов является цикл Карно. Цикл Карно образуется двумя изотермами и двумя адиабатами, замыкающими круговой процесс. При этом нагреватель имеет температуру T_1

(верхняя изотерма), а холодильник имеет температуру T_2 (нижняя изотерма). При обоих адиабатических процессах количество теплоты системе не сообщается. Цикл Карно наиболее просто изображается на диаграмме TS (см. рисунок 6).

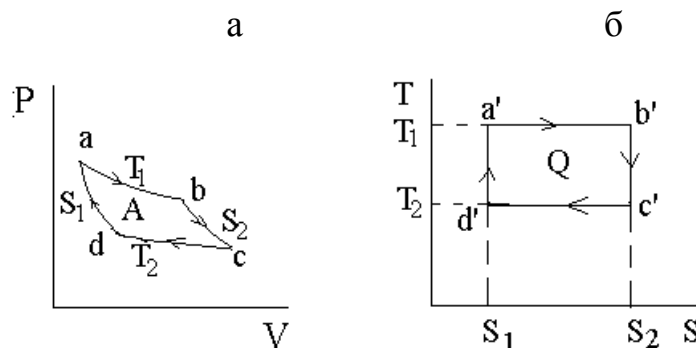


Рисунок 6. – Цикл Карно на диаграмме PV – (а) и TS – (б)

КПД тепловой машины

$$\eta = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1} = \frac{A}{Q_1},$$

КПД идеальной тепловой машины

$$\eta_k = \frac{T_1 - T_2}{T_1} = 1 - \frac{T_2}{T_1} \leq 1.$$

Из последнего соотношения следует важное свойство КПД цикла Карно или идеальной тепловой машины, работающей по циклу Карно:

- 1) КПД цикла Карно определяется лишь температурой нагревателя и холодильника;
- 2) КПД цикла Карно не зависит от природы вещества, из которого выполнена тепловая машина;
- 3) КПД цикла Карно является максимальным из всех возможных круговых процессов, которые имеют максимальную температуру нагревателя, равную температуре нагревателя цикла Карно, и минимальную температуру холодильника, равную температуре холодильника цикла Карно.

Бензиновый двигатель

Бензиновый или четырехтактный двигатель работает в соответствии с круговым процессом, изображенным на рисунке 7 а. При этом в течение каждого цикла поршень дважды находится в крайнем нижнем и дважды в крайнем верхнем положении (см. рисунок 7 б). На PV -диаграмме замкнутый круговой процесс состоит из двух изохор ($a-b$ и $c-d$) и двух адиабат ($d-a$ и $b-c$).

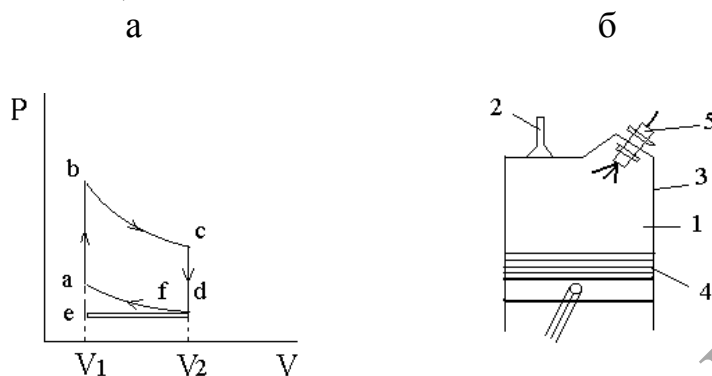


Рисунок 7. – Замкнутый круговой процесс, описывающий работу бензинового двигателя (а) и схема двигателя (1 – бензиново-воздушная смесь, 2 – впускной и выпускной клапаны, 3 – цилиндр, 4 – поршень, 5 – свеча)

К. П. Д. бензинового двигателя:

$$\eta = 1 - \left(\frac{V_1}{V_2} \right)^{\gamma-1}.$$

Для двигателя, имеющего степень сжатия $V_1/V_2 = 1/8$ и адиабатическую постоянную $\gamma = 1,4$, получаем: $\eta = 0,56$.

Энтропия

Энтропия – физическая величина, изменение которой равно отношению количества теплоты, сообщенного системе, к температуре. Единица измерения: $[S] = \text{Дж/К}$.

Энтропия при различных термодинамических процессах

$$S = C_{V\mu} \ln(V^\gamma) + S_0 \quad (*)$$

В термодинамической системе энтропия может быть теоретически определена лишь с точностью до некоторой постоянной S_0 . Эта постоянная может быть найдена лишь в **статистической физике или экспериментально**.

Исключив давление p из (*) и используя уравнение Менделеева-Клапейрона,

$$pV = RT \quad V = \frac{RT}{p}, \quad pV^\gamma = pV \cdot V^{\gamma-1},$$

тогда $pV^\gamma = p \frac{T}{p} \cdot V^{\gamma-1} = TV^{\gamma-1}$, получим следующее соотношение для энтропии:

$$S = C_{V\mu} \ln(TV^{\gamma-1}) + S'_0,$$

где S'_0 – постоянная, которая может быть выражена через S_0 .

Исключив V из (*) и используя уравнение Менделеева-Клапейрона, $pV = RT \quad V = \frac{RT}{p}$, тогда $p \frac{T^\gamma}{p^\gamma} = T^\gamma p^{1-\gamma}$, получаем следующее соотношение для энтропии:

$$S = C_V \ln(T^\gamma p^{1-\gamma}) + S''_0,$$

где S''_0 – постоянная, которая может быть выражена через S'_0 .

Изменение энтропии при равновесных термодинамических процессах

Изотермический процесс

$$(T = \text{const}, pV = \text{const}), \quad \Delta S = C_V \ln \frac{p_2 V_2^\gamma}{p_1 V_1^\gamma}.$$

Изобарический процесс

$$(p = const, \frac{V}{T} = const), \Delta S = \gamma C_V \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right) = C_p \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right).$$

Изохорический процесс

$$(V = const, \frac{p}{T} = const), \Delta S = C_V \ln\left(\frac{T_2 V_2^{\gamma-1}}{T_1 V_1^{\gamma-1}}\right) = C_V \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right)$$

Адиабатический процесс $\Delta Q = 0$, $S = const$, так как

$$S = S_0 + C_V \ln(V^\gamma)$$

Статистический смысл энтропии.

Энтропию системы определяют формулой Больцмана:

$$S = k \ln W,$$

где k – постоянная Больцмана, W – вероятность нахождения термодинамической системы в данном состоянии.

Энтропия – функция беспорядка (неупорядоченности) термодинамической системы. Энтропия термодинамической системы возрастает, стремясь к максимальному значению, соответствующему наиболее вероятному состоянию термодинамической системы.

Явление поверхностного натяжения

Сила поверхностного натяжения F равна

$$F = 2\lambda\sigma,$$

где σ – коэффициент поверхностного натяжения.

Коэффициентом поверхностного натяжения называется физическая величина, численно равная силе поверхностного натяжения, действующей на единицу длины границы жидкости ($2l = 1$). В системе СИ единица измерения коэффициента поверхностного натяжения – $[\sigma] = \frac{\text{Н}}{\text{м}}$.

Изображённая на рисунке 8 поверхность имеет в точке O два сечения, образованных взаимно перпендикулярными плоскостями, имеющими два различных радиуса кривизны – R_1 и R_2 . Сложная поверхность имеет кривизну H , определяемую соотношением:

$$H = \frac{1}{2} \left(\frac{1}{|R_1|} + \frac{1}{R_2} \right).$$

Для сферической поверхности $H = \frac{1}{R}$, так как $R_1 = R_2 = R$.

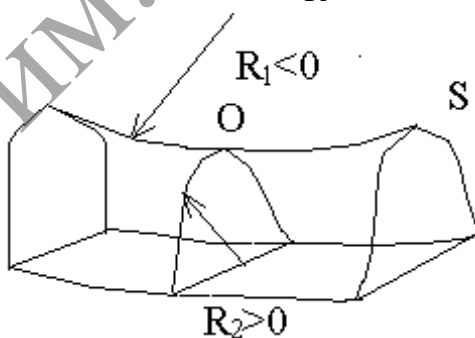


Рисунок 8. – Схема сложной поверхности жидкости, имеющей два радиуса кривизны R_1 и R_2

Избыточное давление для поверхности произвольной формы выражается формулой:

$$\Delta p = 2\sigma H.$$

Выражение для краевого угла θ .

$$\cos \theta = \frac{\sigma_{m-2} - \sigma_{ж-м}}{\sigma_{2-ж}}$$

Возможны два случая (см. рисунок 9):

- 1) $\cos \theta > 0$, θ – острый, тогда $\sigma_{m-2} > \sigma_{ж-м}$. При этом наблюдается явление частичного смачивания жидкостью твёрдого тела.
- 2) $\cos \theta < 0$, θ – тупой, причем $\sigma_{m-2} > \sigma_{ж-м}$. При этом наблюдается явление частичного несмачивания жидкостью твёрдого тела.



Рисунок 9. – Схема, поясняющая явление смачивания жидкости

Поверхность жидкости в капилляре называется мениском. Высоту h подъёма жидкости можно определить по формуле

$$h = \pm \frac{2\sigma \cos \theta}{\rho g r}$$

где ρ – плотность жидкости.



Рисунок 10. – Высота подъема жидкости в капилляре

Распределение Больцмана

Барометрическая формула имеет вид:

$$p_x = p_{x0} \cdot e^{-\frac{\mu g x}{RT}}.$$

Данная формула позволяет найти изменение давления воздуха при увеличении высоты x над поверхностью Земли.

Рассмотрим зависимость концентрации воздуха при изменении высоты подъема на высоту x . Используем очевидные соотношения:

$$\begin{aligned} p_x &= n_x kT \quad (*), \\ p_{x0} &= n_{x0} kT \quad (**), \end{aligned}$$

где n_{x0} – концентрация молекул воздуха у поверхности Земли,

n_x – концентрация на высоте x

Тогда с учетом (*) и (**) выражение барометрическая формула примет вид

$$\begin{aligned} n_x kT &= n_{x0} kT \cdot e^{-\frac{mgx}{kT}}, \\ n_x &= n_{x0} \cdot e^{-\frac{mgx}{kT}}. \end{aligned}$$

В последней формуле введем обозначение $E_{px} = mgx$ – потенциальная энергия одной молекулы, находящейся на высоте x . Тогда

$$n_x = n_{x0} \cdot e^{-\frac{E_{px}}{kT}}.$$

Концентрация частиц в потенциальном поле с энергией E_p выражается формулой:

$$n = n_0 \cdot e^{-\frac{E_p}{kT}},$$

где n_0 – концентрация частиц на уровне с энергией $E_p = 0$,

n – концентрация частиц на уровне с энергией $E_p = \epsilon, y, z$.

Эта формула называется функцией распределения Больцмана частиц при изменении их потенциальной энергии.

Распределение Максвелла

$$F(v) = 4\pi \left(\frac{m}{2\pi kT} \right)^{\frac{3}{2}} e^{-\frac{mv^2}{2kT}}.$$

Формула даёт функцию распределения Максвелла $F(v)$ молекул по скоростям. Функция распределения Максвелла даёт плотность вероятности обнаружения частиц в единичном интервале скоростей ($v = 1$), т. е.

$$F(v) = \frac{dW}{dv} = \frac{dn_v}{n_0 dv}.$$

Функция распределения Максвелла зависит лишь от скоростей частиц v , температуры окружающей среды T и массы молекулы m (см. рисунок 11).

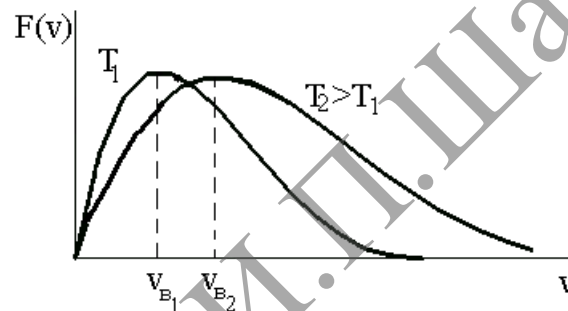


Рисунок 11. – Функция распределения $F(v)$ Максвелла при различных температурах T

Средняя арифметическая, средняя квадратичная и наиболее вероятная скорость движения молекул

Наиболее вероятная скорость – это скорость, вблизи которой концентрируется наибольшее число молекул газа.

$$v_B = \sqrt{\frac{2kT}{m}}.$$

Функция распределения Максвелла позволяет определить среднюю арифметическую скорость движения молекул газа:

$$\bar{v} = \int_0^{\infty} v dW = \int_0^{\infty} v F(v) dv = \left(\frac{8kT}{\pi m} \right)^{\frac{1}{2}}$$

Средняя квадратичная скорость движения молекул:

$$\bar{v}^2 = \int_0^{\infty} v^2 dW_v = \int_0^{\infty} v^2 F(v) dv = \left(\frac{3kT}{m} \right).$$

Очевидно, что выполняются соотношения:

$$v_{ск} > \bar{v} > v_в.$$

Нормированное распределение Максвелла

Умножим числитель и знаменатель функции распределения Максвелла на объём газа V_r и получим формулу:

$$\frac{V_r dn_v}{V_r n_0} = \frac{dN_v}{N} = F(v) dv.$$

Полное число молекул со скоростями в интервале от v_1 до v_2 дается соотношением:

$$\Delta N = N \int_{v_1}^{v_2} F(v) dv.$$

Выполним замену переменных в функции распределения Максвелла вида:

$$U = \frac{v}{v_в}, \quad dU = \frac{dv}{v_в}.$$

Тогда получаем нормированное распределение Максвелла молекул по скоростям вида:

$$\frac{dN}{N} = \frac{4}{\sqrt{\pi}} U^2 e^{-U^2} dU.$$

Нормированное распределение Максвелла отличается тем, что в него не входят параметры, характеризующие свойства газа.

Для того, чтобы найти число частиц, скорости которых лежат в интервале скоростей от $U_1 = v_1/v_в$ до $U_2 = v_2/v_в$ (при достаточно близких значениях скоростей), можно использовать соотношение:

$$\Delta N = N \int_{U_1}^{U_2} \frac{4}{\sqrt{\pi}} U^2 e^{-U^2} dU \approx N \frac{4}{\sqrt{\pi}} U_1^2 e^{-U_1^2} (U_2 - U_1).$$

Явление переноса в газах

Сечением молекулы называется величина, равная $\sigma = \pi d^2$. Физически сечение молекулы обозначает эффективную площадь, занимаемую молекулой.

Числа соударений \bar{z} молекул газа в единицу времени:

$$\bar{z} = \sqrt{2} \pi d^2 \bar{v} n = \sqrt{2} \sigma \bar{v} n,$$

где σ – сечение молекулы, \bar{v} – относительная скорость, n – концентрация молекул.

Длина свободного пробега одной молекулы газа может быть рассчитана по формуле:

$$\lambda = \frac{1}{\sqrt{2} \sigma n}.$$

Средняя длина свободного пробега λ – это среднее расстояние, которое проходит молекула в процессе хаотического движения между двумя соударениями. Для газа при нормальных условиях величина λ порядка $\lambda \sim 2 \cdot 10^{-5} \text{ см} = 2 \cdot 10^{-7} \text{ м}$.

Коэффициент диффузии

$$D = \frac{1}{3} \bar{v} \lambda,$$

где \bar{v} – средняя арифметическая скорость, λ – средняя длина свободного пробега.

Число частиц \bar{N} , проникающих в единицу времени через площадку S , задаётся соотношением (закон Фика):

$$\bar{N} = -D \frac{dn}{dz} S,$$

где D – коэффициент диффузии, $\frac{dn}{dz}$ – градиент концентрации частиц, S – площадь площадки.

Избыточная тепловая энергия, переносимая через площадь S в единицу времени (Закон теплопроводности Фурье)

$$q = -\chi \frac{dT}{dz} S,$$

где χ – коэффициент теплопроводности, dT/dz – градиент температуры.

Сила вязкого трения определяется по формуле:

$$F = \eta \left| \frac{dV}{dz} \right| S,$$

где η – коэффициент динамической вязкости, $\left| \frac{dV}{dz} \right|$ – градиент скорости, S – площадь соприкасающихся слоев газа или жидкости.

Осмотическое давление.

Давление молекул растворенного вещества, т. е. осмотическое давление

$$P_{осм} = \frac{NkT}{V} = \nu \frac{RT}{V},$$

где N и ν – число молекул и молей растворенного вещества, соответственно,

в объеме раствора V . Формула показывает, что осмотическое давление в слабых растворах подчиняется тем же законам, что и давление идеальных газов. Этот закон был установлен Вант Гоффом. Например, если в литре раствора содержится 1 моль растворенного вещества, то осмотическое давление при 15°C (288 К) будет равно:

$$P_{осм} = \frac{288 \cdot 0,0821}{1} = 23,6 \text{ атм.}$$

Реальный газ

Вследствие наличия сил отталкивания между молекулами общий объём V_μ , занимаемый 1 молею газа, должен быть заменён на $V_\mu - b$. При этом учитывается наличие недопустимого объёма, занимаемого самими молекулами газа. Тогда уравнение Менделеева–Клапейрона преобразуется к виду $p(V_\mu - b) = RT$, а давление, оказываемое газом на стенки сосуда, увеличивается и составляет.

$$p = \frac{RT}{V_\mu - b}.$$

Уравнение называется уравнением Клаузиуса.
Уравнение Ван-дер-Ваальса для 1 моля газа.

$$\left(p + \frac{a}{V_\mu^2}\right)(V_\mu - b) = RT.$$

Уравнение Ван-дер-Ваальса для произвольного количества газа массой m .

$$\left(p + \frac{a'}{V^2}\right)(V - b') = \frac{m}{\mu} RT.$$

Параметры $a' = \nu^2 a$ и $b' = \nu b$ выражаются через параметры a и b газа Ван-дер-Ваальса и имеют следующую размерность: $[a'] = \text{Па} \cdot \text{м}^6$, $[b'] = \text{м}^3$.

Часто применяют приведённое уравнение газа Ван-дер-Ваальса:

$$\left(\pi + \frac{3}{\omega^2}\right)(3\omega - 1) = 8\tau.$$

где $\tau = \frac{T}{T_k}$, $\pi = \frac{p}{p_k}$, $\omega = \frac{V}{V_k}$.

Приведённое уравнение газа Ван-дер-Ваальса не зависит ни от каких параметров конкретного газа.

Критические параметры, которые выражаются через коэффициенты a и b в уравнении Ван-дер-Ваальса и универсальную газовую постоянную R

$$V_k = 3b, \quad p_k = \frac{a}{27b^2}, \quad T_k = \frac{8a}{27Rb}.$$

V_k, p_k, T_k – критические: объём, температура и давление.

Влажность воздуха

В воздухе присутствуют водяные пары, которые имеют некоторое парциальное давление, создавая общее давление P . Они имеют некоторую плотность $\rho = \frac{p\mu}{RT}$, где μ – молярная масса пара, а T – температура окружающего воздуха.

Относительной влажностью воздуха называется величина $r = \frac{p}{p_H} 100 \%$, где p_H – давление насыщенного пара при данной температуре. Стопроцентная влажность ($r = 100 \%$) наблюдается, когда $p = p_H$. Сухому воздуху соответствует $p \ll p_H$.

Уравнение Клапейрона-Клаузиуса для парообразования.

Уравнение Клапейрона-Клаузиуса для давления (P_H) насыщенного пара

$$\frac{dP_H}{dT} = \frac{\lambda_0}{T(V_2 - V_1)},$$

где объем V_1 соответствует жидкому состоянию, а объем V_2 – газу. Следовательно, выполняется соотношение $V_1 \ll V_2$, тогда зависимость давления насыщенного пара от температуры имеет вид:

$$P_H = P_{0H} \exp\left[\frac{\lambda_0(T - T_0)}{RTT_0}\right],$$

где T_0 (T) – начальная (конечная) температура пара, λ_0 – молярной теплоте парообразования.

Таким образом изменение давления, насыщенного пара при изменении температуры, описывается экспоненциальной зависимостью. Данная зависимость имеет вид (см. рисунок 12):

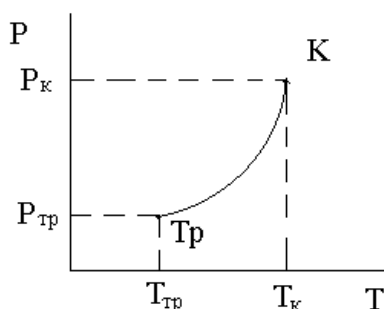


Рисунок 12. – Зависимость давления насыщенного пара от температуры (Т_р-тройная точка, К – критическая точка)

Сжимаемость жидкости

Жидкости изменяют свой объем при изменении температуры ΔT и давления ΔP . Относительное изменение объема жидкости равно:

$$\frac{\Delta V}{V} = \beta \Delta T, \text{ где при } \Delta T > 0, \Delta V > 0,$$

причем β - температурный коэффициент объемного расширения.

Относительное изменение объема жидкости при изменении давления равно:

$$\frac{\Delta V}{V} = -k \Delta P, \text{ где при } \Delta P > 0, \Delta V < 0,$$

причем k – коэффициент сжимаемости жидкости.

МГТУ им. И.П.Шамякина

Кристаллическое состояние вещества

Ячейка Браве

Наименьший объем, который может занять кристаллическое твердое тело, ограничен элементарной ячейкой Браве (см. рисунок 13). В вершинах ячейки, а также в центрах её граней могут располагаться атомы вещества. Ячейка имеет форму параллелепипеда, характеризующегося длинами сторон a , b , c и углами при соответствующих сторонах α , β , γ .

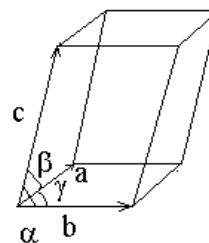


Рисунок 13. – Ячейка Браве

Классы симметрии кристаллов

В природе имеется 230 различных комбинаций элементов симметрии, получивших название пространственных групп. Эти 230 пространственных групп разбиваются на 32 класса симметрии. По форме элементарной ячейки кристаллы делятся на семь кристаллографических сингоний (систем), среди которых

- 1) триклинная ($a \neq b \neq c$, $\alpha \neq \beta \neq \gamma$);
- 2) моноклинная ($a \neq b \neq c$, $\alpha = \gamma = 90^\circ$, $\beta \neq 90^\circ$);
- 3) ромбическая ($a \neq b \neq c$, $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$);
- 4) тетрагональная ($a = b \neq c$, $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$);
- 5) тригональная ($a = b = c$, $\alpha = \beta = \gamma \neq 90^\circ$);
- 6) гексагональная ($a = b \neq c$, $\alpha = \beta = 90^\circ$, $\gamma = 120^\circ$);
- 7) кубическая система ($a = b = c$, $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$).

Данные кристаллографические классы расположены в порядке возрастания симметрии их кристаллической решетки.

Классификация кристаллов по типу физической связи атомов

1. Ионные кристаллы. В них в узлах кристаллической решетки находятся ионы разных знаков, а связь осуществляется посредством сил электростатического взаимодействия ионов, находящихся в узлах кристаллической решетки. Например, в кристаллах поваренной соли в узлах решетки располагаются чередующиеся положительные Na^+ и отрицательные Cl^- ионы.
2. Атомные кристаллы: связь атомов осуществляется за счет ковалентной связи, при которой валентный электрон атома является коллективизированным, и его электронная плотность концентрируется между положительно заряженными остовами, формируя связь атомов.
3. Металлические кристаллы. В них связь осуществляется за счет взаимодействия положительно заряженных ионов, расположенных в узлах кристаллической решетки и отрицательного заряда, распределенного в межатомных промежутках.
4. Молекулярные кристаллы (связь осуществляется за счет диполь-дипольного взаимодействия или сил Ван-дер-Ваальса).

Кривая плавления и кристаллизации

При увеличении температуры твердого тела и при достижении им определенной температуры наступает явление плавления твердого тела. Если каждую секунду подводить некоторое количество теплоты, то зависимость температуры тела от времени будет иметь характерный вид (см. рисунок 14).

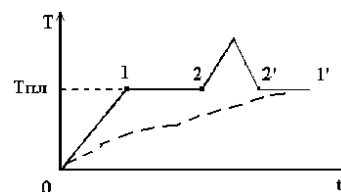


Рисунок 14. – Кривая плавления и кристаллизации

Вначале температура твёрдого тела растёт, а при достижении точки 1 изменение температуры прекращается вплоть до точки 2. Затем, начинается рост температуры.

Уравнение Клапейрона-Клаузиуса для плавления имеет вид:

$$\frac{dp_{пл}}{dT_{пл}} = \frac{q}{T_{пл} (V'_{ж} - V'_{тв})}$$

где $p_{пл}(T_{пл})$ – давление (температура) расплава, $V'_{ж}$ ($V'_{тв}$) – объем жидкой (твердой) фазы.

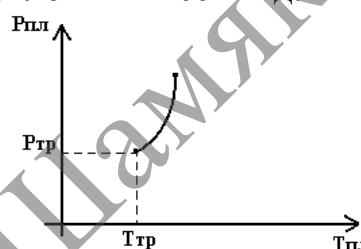


Рисунок 15. – Зависимость давления от температуры при плавлении

Диаграмма состояний трех фаз

Температура и давление, соответствующие пересечению кривых равновесия двух фаз: жидкость-газ, твердое тело-газ и твердое тело-жидкость - называется тройной точкой (T_p). Она характеризуется тем, что при изменении объёма вещества последнее может находиться одновременно в трех фазовых состояниях. Диаграмма состояний имеет вид (см. рисунок 16):

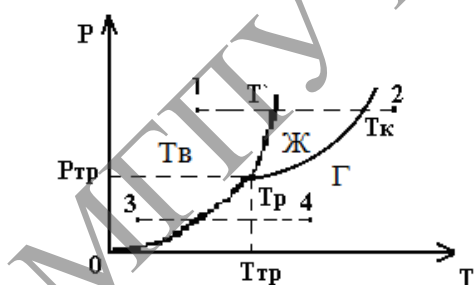


Рисунок 16. – Диаграмма состояний для трех фаз

Жидкость при температуре выше T_k находиться не может. Кривая $O-T_p$ называется кривой сублимации. Линия T_p-T_k называется кривой парообразования. Точки, соответствующие кривой $O-T_{тр}$, обозначают равновесие вещества в газообразном и твердом состояниях. При

этом наблюдается динамическое равновесие между твердой и газовой фазами, т. е. число молекул, покидающих твёрдое тело, равно числу молекул, возвращающихся в него из газовой фазы. Значения давлений P , лежащих ниже давления $P_{тр}$, являются, как правило, низкими. Они значительно ниже атмосферного давления. Например, для воды $P_{тр} = 4,58$ мм. рт. ст., $t_{тр} = 0,0075^\circ\text{C}$.

Литература

1. Волькенштейн, В. С. Сборник задач по общему курсу физики / В. С. Волькенштейн. – Изд. 3-е, испр. и доп. – СПб. : Книжный мир, 2005. – 328 с.
2. Иродов, И. Е. Задачи по общей физике / И. Е. Иродов. – М. : Наука, 1988. – 416 с.
3. Иродов, И. Е. Физика макросистем. Основные законы / И. Е. Иродов. – М.-СПб. : Физматлит, 2001. – 196 с.
4. Кикоин, И. К. Молекулярная физика / И. К. Кикоин, А. К. Кикоин. – М. : Наука, 1976. – 480 с.
5. Кулак, Г. В. Молекулярная физика. Краткий курс лекций / Г. В. Кулак. – Мозырь, 2005. – 106 с.
6. Курс общей физики. Молекулярная физика / Е. М. Гершензон [и др.]. – М. : 1982. – 290 с.
7. Матвеев, А. Н. Молекулярная физика / А. Н. Матвеев. – М. : Высш. шк. 1987. – 360 с.
8. Молекулярная физика : методические указания к лабораторному практикуму : в 2 ч. / сост.: Г. В. Кулак, Т. В. Николаенко, П. И. Ропот. – Мозырь : Белый Ветер, 2014. – Ч. 2. – 54 с.
9. Молекулярная физика : методические указания к лабораторным работам : в 2 ч. / сост.: Г. В. Кулак, Т. В. Николаенко, П. И. Ропот. – Мозырь : УО МГПУ им. И. П. Шамякина, 2010. – Ч. 1. – 67 с.
10. Савельев, И. В. Курс общей физики / И. В. Савельев : в 3 т. – М. : Наука. 1975. – Т. 2. – 442 с.
11. Сивухин, Д. В. Общий курс физики. Термодинамика и молекулярная физика / Д. В. Сивухин : в 5 т. – М. : Наука, 1979. – Т. 2. – 551 с.
12. Телеснин, Р. В. Молекулярная физика / Р. В. Телеснин. – М. : Высш. шк., 1973. – 298 с.

Перечень вопросов для подготовки к экзамену

1. Статистическая физика и термодинамика.
Экспериментальное обоснование молекулярно-кинетической теории.
2. Масса и размер молекулы. Молярная масса.
3. Идеальный газ. Давление. Барометр.
4. Равновесные состояния. Обратимые и необратимые процессы.
Релаксация.
5. Истолкование давления с точки зрения молекулярно-кинетической теории.
6. Постоянная Больцмана. Термометр. Шкала Цельсия и Кельвина.
7. Нулевой закон термодинамики. Закон равнораспределения энергии по степеням свободы.
8. Внутренняя энергия. Энергия, приходящаяся на одну степень свободы.
9. Тепловая энергия и механический эквивалент теплоты.
10. Работа, совершаемая газом при изменении объема.
11. Первый закон термодинамики.
Невозможность создания вечного двигателя первого рода.
12. Уравнение Менделеева-Клапейрона.
Универсальная газовая постоянная.
13. Теплоемкость при постоянном объеме и при постоянном давлении.
Удельная теплоемкость.
14. Различные термодинамические процессы с идеальным газом (изопрцессы).
15. Адиабатический процесс и уравнение Пуассона.
16. Политропический процесс и уравнение политропы.
17. Работа, совершаемая идеальным газом при изотермическом и адиабатическом процессах.
18. Понятие термостата и адиабата. Изотермический и адиабатический процессы на PV - плоскости и TS -плоскости.
19. Энтропия равновесных процессов. Первое начало термодинамики через изменение энтропии.
20. Подвод тепла при изотермическом процессе.
21. Круговые процессы и тепловая машина. Перевод тепла в работу.
22. Второе начало термодинамики. Невозможность создания вечного двигателя второго рода.
23. Цикл Карно и идеальная тепловая машина. Коэффициент полезного действия цикла Карно.
24. Идеальные и реальные газы. Отклонение физических свойств газа от идеальности.
25. Уравнение Клаузиуса для реального газа.
26. Уравнение Ван-дер-Ваальса.
27. Изотермы Ван-дер-Ваальса.

28. Критическое состояние.
Критические давление, объем и температура и их связь и параметрами газа Ван-дер-Ваальса.
29. Барометрическая формула. Распределение Больцмана.
30. Распределение Максвелла. Вероятность независимых событий.
31. Функция распределения Максвелла по скоростям молекул и её физический смысл.
32. Средняя арифметическая, среднеквадратичная и наиболее вероятная скорость движения молекул.
33. Статистический смысл энтропии. Расширение газа в пустоту и закон возрастания энтропии. Теореме Нернста.
34. Число столкновений молекул в единицу времени.
35. Средняя длина свободного пробега молекул газа.
36. Диффузия в газах. Закон Фика.
37. Явление вязкого трения. Закон Ньютона.
38. Строение жидкостей. Поверхностный слой жидкости.
39. Поверхностное натяжение. Поверхностная энергия и сила поверхностного натяжения.
40. Давление под изогнутой поверхностью. Формула Лапласа.
41. Поверхностные явления на границе жидкости и твердого тела.
42. Условия смачивания и не смачивания жидкости и твердого тела. Полное смачивание и полное не смачивание.
43. Капиллярные явления.
44. Фазовые превращения. Испарение и конденсация.
45. Равновесие жидкости и насыщенного пара.
46. Критическое состояние. Изотермы перехода жидкость-газ (и наоборот) на PV -плоскости.
47. Пересыщенный пар и перегретая жидкость.
48. Явление кипения жидкости.
49. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса для насыщенного пара. Зависимость давления насыщенного пара от температуры.
50. Удельная теплота парообразования. Количество теплоты необходимое для превращения жидкости в пар.
51. Изменение объема жидкости при изменении температуры и давления. Температурный коэффициент объемного расширения и коэффициент сжимаемости.
52. Строение твердых тел. Анизотропия.
53. Теплоемкость твердых тел.
54. Кристаллографические классы (сингонии) и их связь с формой элементарной ячейки кристалла.
55. Переход кристаллического тела в жидкую фазу. Кристаллизация.
56. Зависимость температуры плавления от давления. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса.

57. Удельная теплота плавления. Количество теплоты необходимое для превращения твердого тела в жидкость.
58. Явление теплового линейного и объемного расширения твердых тел и его физическое объяснение.
59. Тройная точка и диаграмма состояний. Явление сублимации.
60. Явление теплопроводности. Закон Фурье.
61. Опыты Штерна.
62. Опыт Ламмерта.
63. Эффект Джоуля-Томсона.
64. Явление эффузии.
65. Термодинамические потенциалы. Внутренняя энергия и свободная энергия.
66. Карбюраторный двигатель и его к.п.д.
67. Дизельный двигатель и его к.п.д.
68. Опыт Перрена.
69. Температурные волны.
70. Коэффициент линейного и объемного расширения.
71. Звуковые волны в газах.
72. Фазовая скорость звука. Формула Лапласа

МГТУ ИМ. И.П.ШАМЯКИНА

Предметный указатель

- Барометрическая формула 21
Высота подъема жидкости
в капилляре 20
- Закон Бойля-Мариотта 7
Закон Гей-Люссака 7
Закон Дальтона 8
Закон Шарля 8
- Количество вещества 5
Коэффициент динамической
вязкости 25
Коэффициент диффузии 24
Коэффициент теплопроводности
24
Коэффициент поверхностного
натяжения 19
Коэффициент сжимаемости 28
КПД тепловой машины 14, 15, 16
Краевой угол 20
- Модель идеального газа 5
Нормированное распределение
Максвелла 23
- Осмотическое давление 25
Относительная атомная масса 5
Относительная молекулярная масса 5
Первый закон термодинамики 10
- Постоянная Больцмана 6
Процесс адиабатический 13
Процесс политропический 13
- Скорость наиболее вероятная 22
Скорость средняя арифметическая
22
Скорость средняя квадратичная 22
Средняя кинетическая энергия 6
Средняя длина свободного
пробега молекул 24
Среднее число соударений
молекул 24
- Тепловая машина 14
Теплоемкость 11, 12
- Универсальная газовая постоянная 7
Уравнение Ван-дер-Ваальса 26
Уравнение Майера 11
- Цикл Карно 14, 15
- Число Авогадро 5
Число степеней свободы 9
- Энтропия 17

МГТУ им. И.П.Шамякина

Справочное издание

ОБЩАЯ ФИЗИКА
МОЛЕКУЛЯРНАЯ ФИЗИКА

Справочные материалы

Составители:

Кулак Геннадий Владимирович
Николаенко Татьяна Викторовна

Корректор *В. В. Кузьмич*
Оригинал-макет *Л. И. Федула*

Подписано в печать 09.01.2019. Формат 60x84 1/16. Бумага офсетная.
Ризография. Усл. печ. л. 2,09. Уч.-изд. л. 1,09.
Тираж 45 экз. Заказ 1.

Издатель и полиграфическое исполнение:
учреждение образования «Мозырский государственный
педагогический университет имени И. П. Шамякина».
Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя,
распространителя печатных изданий N 1/306 от 22 апреля 2014 г.
Ул. Студенческая, 28, 247777, Мозырь, Гомельская обл.
Тел. (0236) 32-46-29