

## Содержание

I. Молекулярная физика .....	3
1. Молекулярно-кинетическая теория .....	3
1.1. Основные положения молекулярно-кинетической теории .....	3
1.2. Масса молекул. Количество вещества .....	5
1.3. Реальный и идеальный газ .....	5
1.4. Термодинамическое равновесие. Температура .....	6
1.5. Газовые законы .....	7
1.6. Уравнение состояния идеального газа .....	8
1.7. Основное уравнение молекулярно-кинетической теории идеальных газов...	9
1.8. Скорость теплового движения молекул .....	10
1.9. Насыщенный и ненасыщенный пар .....	11
1.10. Влажность воздуха и его измерение .....	12
1.11. Поверхностное натяжение жидкостей .....	13
1.12. Смачивание. Капиллярные явления .....	13
1.13. Кристаллические и аморфные тела. Жидкие кристаллы. ....	15
1.14. Механические свойства твердых тел. Виды деформации .....	16

# I. Молекулярная физика

**Тепловые явления и процессы** – явления и процессы, связанные с передачей и превращением энергии, ведущие к изменению температуры тел или переход вещества из одного агрегатного состояния в другое.

*Тепловые явления и процессы* в телах, связанные с огромным числом содержащихся в телах атомов и молекул, изучают *молекулярная физика* и *термодинамика*. Эти разделы физики взаимно дополняют друг друга, отличаясь разными методами исследования.

**Молекулярная физика** – раздел физики, в котором изучают строение и свойства вещества, исходя из *молекулярно-кинетической теории*, основанной на том, что все тела состоят из микрочастиц, находящихся в непрерывном хаотическом движении.

В молекулярной физике используют *статистический метод* – метод исследования систем из большого числа частиц, оперирующий правилами математической статистики при описании закономерностей поведения всей совокупности частиц (*например*, средние значения энергий теплового движения молекул).

**Термодинамика** – раздел физики, в котором тепловые явления и процессы изучают с позиции макроскопических параметров тела (давления, объёма, температуры и т.п.), не рассматривая его микроструктуры и микропроцессы, совершающиеся в нем.

## 1. Молекулярно-кинетическая теория

### 1.1. Основные положения молекулярно-кинетической теории

- Все тела состоят из микрочастиц – атомов, молекул, ионов и т.п.**
  - *газы* состоят из молекул (кроме благородных газов и паров металлов), которые могут распадаться на атомы;
  - большинство *жидкостей* и *молекулярные кристаллы* имеют молекулярное строение;
  - *металлы* и другие *атомные кристаллы* не имеют молекулярного строения; их свойства обусловлены взаимодействием между атомами;
  - молекулы разных веществ отличаются размерами, но почти все они имеют диаметр порядка  $10^{-10}$  м и массу порядка  $10^{-26}$  кг.
- Микрочастицы находятся в непрерывном хаотическом движении.**
  - движение молекул *газов* и *жидкостей* имеет беспорядочный поступательный характер и имеет сложную (непрогнозируемую) траекторию каждой молекулы в пределах объема, занимаемых газом или жидкостью;
  - движение молекул и атомов в *твердых телах* имеет в основном беспорядочный колебательный характер вблизи определенных центров (в *кристаллах* – это узлы *кристаллической решетки*);
  - интенсивность беспорядочного движения микрочастиц возрастает при повышении температуры и не зависит от времени и химической природы частиц (экспериментальные исследования *Ж.Перрена, 1870-1942 гг.*);
- Между молекулами (атомами) существуют силы взаимодействия – силы притяжения и отталкивания.**
  - силы взаимодействия между молекулами (атомами) быстродействующие и имеют электромагнитную природу;

- силы взаимодействия существенно зависят от расстояния между молекулами (атомами).

- сила взаимодействия между молекулами (атомами) практически отсутствует, если расстояние между ними в несколько раз превышает их размеры; поэтому в разреженных газах силами взаимодействия пренебрегают.

К явлениям, подтверждающим основные положения *молекулярно-кинетической теории* относят *броуновское движение, диффузию, растворимость, смачиваемость, упругость, сжимаемость* и др.

**Броуновское движение** (открыто опытным путем *Р. Броуном в 1827 г.*) – сложное, зигзагообразное движение частиц малых размеров ( $\approx 1 \text{ мкм}$ ), взвешенных в газе или жидкости (рис. 1.1); вызывается ударами молекул среды, в которой частицы взвешены; подтверждает положение о хаотическом тепловом движении атомов и молекул.

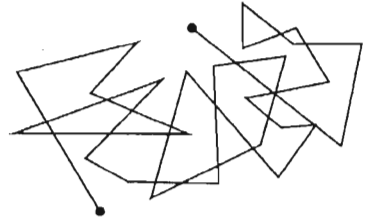


Рис. 1.1

**Диффузия** – взаимное проникновение молекул одного вещества в межмолекулярные промежутки другого вещества; наблюдается в газах, жидкостях и твердых телах; свидетельствует о движении молекул.

**Силы межмолекулярного взаимодействия:**

- сила межмолекулярного притяжения  $F_{\text{п}}$  пропорциональна  $\frac{1}{r^7}$ , а сила отталкивания

$F_0$  пропорциональна  $\frac{1}{r^{13}}$ , поэтому

зависимость результирующей силы взаимодействия  $F$  между молекулами от расстояния  $r$  между их центрами имеет сложный характер (рис. 1.2).

- при «касании» молекул  $r = r_0$ , силы  $F_{\text{п}}$  и  $F_0$  уравниваются, поэтому  $F = 0$ . При  $r < r_0$  преобладают силы отталкивания, а при  $r > r_0$  – силы притяжения.

- в твердых телах при незначительных деформациях справедлив закон Гука, который воспроизводит линейный характер зависимости силы упругости от деформации (участок  $ab$ );

- при  $F = 0$  система из двух взаимодействующих молекул обладает минимальной потенциальной энергией  $E_{p \text{ min}}$ .

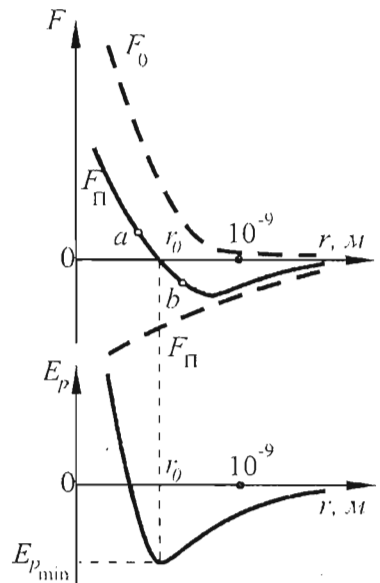


Рис. 1.2.

**Критерий различных агрегатных состояний вещества**

Если среднюю *кинетическую энергию молекулы* обозначить  $kT$ , то

- 1) вещество находится в *газообразном состоянии*, если  $E_{p \text{ min}} \ll kT$ ;
- 2) вещество находится в *жидком состоянии*, если  $E_{p \text{ min}} \approx kT$ ;
- 3) вещество находится в *твердом состоянии*, если  $E_{p \text{ min}} \gg kT$ .

## 1.2. Масса молекул. Количество вещества.

В связи с незначительностью массы атомов в массу молекул часто измеряют в *атомных единицах массы (а.е.м.)*, сравнивая её с 1/12 массы атома углерода-12 и вводя понятие *относительной молекулярной массы вещества*.

**Относительная молекулярная (или атомная) масса вещества ( $M_r$ )** равна отношению массы молекулы (или атома) ( $m_0$ ) данного вещества к 1/12 массы атома углерода ( $m_{0C}$ ).

$$M_r = \frac{m_0}{\frac{1}{12} m_{0C}}$$

Например:  $M_r(O_2) \approx 32$  а.е.м.;  $M_r(H_2) \approx 2$  а.е.м.;  $M_r(H_2O) \approx 18$  а.е.м.

$$1 \text{ а.е.м.} = 1,6605655 \cdot 10^{-27} \text{ кг} \approx 1,661 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

**Масса одной молекулы любого вещества:**

$$m_0 \approx M_r \cdot 1,661 \cdot 10^{-27}$$

Для определения *количества вещества* в данном теле сравнивают число атомов, молекул или других структурных единиц в данном теле с количеством атомов в 12 г углерода.

**Количество вещества ( $\nu$ )** равно отношению числа молекул ( $N$ ) в данном теле к числу молекул ( $N_A$ ) в 1 *моле* вещества:

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

Единица измерения *количества вещества*: **моль, кмоль (киломоль)**.

**Моль** – это такое количество вещества, которое содержит столько же атомов, молекул или других структурных элементов вещества, сколько атомов содержится в 0,012 кг углерода.

**Постоянная Авогадро  $N_A$**  – количество атомов или молекул в 1 *моле* вещества.

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \approx 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

Постоянная Авогадро является фундаментальной константой физики.

Массу 1 *моля* вещества называют **молярной массой**.

**Молярная масса ( $M$ )** вещества – масса вещества, взятого в количестве одного моля и равная произведению массы молекулы ( $m_0$ ) на постоянную Авогадро ( $N_A$ ):

$$M = m_0 N_A$$
$$M = M_r \cdot 10^{-3}, \frac{\text{кг}}{\text{моль}}$$

**Число молекул ( $N$ )** любого количества вещества массой ( $m$ ) и молярной массой ( $M$ ) определяется числом Авогадро ( $N_A$ ) и равно:

$$N = N_A \frac{m}{M}$$

**Концентрация молекул ( $n$ )** – число молекул ( $N$ ) в единице объёма ( $V$ ), занимаемого этими молекулами:

$$n = \frac{N}{V}, \text{ м}^{-3}$$

## 1.3. Реальный и идеальный газ.

**Газ** – агрегатное состояние вещества, в котором оно не имеет собственной формы и заполняет весь предоставленный ему объём; его молекулы находятся в постоянном хаотическом движении и взаимодействуют лишь при столкновении между собой и стенками сосуда, в котором он находится.

*Реальные газы*, как правило, являются смесью чистых газов – кислорода, водорода, азота, гелия и т.п.

**Идеальный газ** – идеализированная модель реального газа, согласно которой:

- собственный объём молекул газа пренебрежительно мал по сравнению с объёмом сосуда;
- среднее расстояние между молекулами намного больше их размеров;
- между молекулами отсутствуют силы взаимодействия;
- столкновения молекул газа между собой и стенками сосуда абсолютно упругие.

**Реальный газ** отличается от идеального наличием взаимодействия между молекулами; размерами молекул. В реальных газах пренебрегать нельзя.

*Реальные газы* при температурах, сравнимых с комнатными, и давлениях, сравнимых с атмосферными, можно рассматривать, как *идеальные газы*.

**Парциальное давление** – давление, которое в смеси газов создает каждый газ.

#### 1.4. Термодинамическое равновесие. Температура.

Термодинамический подход в физике основывается на понятии *термодинамической системы*.

**Термодинамическая система** – совокупность макроскопических тел, которые взаимодействуют и обмениваются энергией как между собой, так и с другими телами (внешней средой).

Состояние термодинамической системы определяется её внутренними *термодинамическими параметрами* (параметрами состояния).

**Термодинамические параметры** (*параметры состояния*) – совокупность физических величин, характеризующих свойства *термодинамической системы*. Обычно в качестве параметров состояния выбирают *температуру, давление и объём*.

Воздействие внешних условий на термодинамическую систему обуславливает в ней *термодинамический процесс*.

**Термодинамический процесс** – любое изменение в *термодинамической системе*, связанное с изменением хотя бы одного из её *термодинамических параметров*.

Если с течением времени внешние условия в термодинамических системах не изменяются, то вследствие теплообмена наступает состояние *термодинамического равновесия*.

**Термодинамическое равновесие** – состояние системы, при котором с течением времени её термодинамические параметры не меняются.

В результате теплообмена между телами термодинамической системы, изменяется их *температура*.

**Температура** – физическая величина, характеризующая состояние термодинамического равновесия макроскопической системы и определяющая направление теплообмена между телами.

*Температуру* определяют по *температурным шкалам*:

1. **Международная практическая шкала (шкала Цельсия)** градуируется в градусах Цельсия ( $^{\circ}\text{C}$ ).

*Реперные точки* (определяющие точки шкалы) – температура замерзания и кипения воды при давлении  $1,013 \cdot 10^5$  Па соответственно 0 и  $100^{\circ}\text{C}$ .

2. **Абсолютная шкала (шкала Кельвина)** (*термодинамическая шкала температур*) градуируется в кельвинах ( $K$ ). Точка отсчета шкалы – *абсолютный нуль*.

**Абсолютный нуль (нуль Кельвина)** – нижний предел температуры физических тел.

$$T = 0 K \text{ соответствует } t = -273,15^{\circ}\text{C}$$

По размеру  $1K$  соответствует  $1^{\circ}\text{C}$ .

**Абсолютная температура ( $T$ )** на  $273$  градуса выше соответствующей температуры ( $t$ ) по шкале Цельсия.

$$T = t + 273$$

## 1.5. Газовые законы.

Изменение одного *термодинамического параметра* системы ведет к изменению других параметров этой системы. Экспериментально установленные для *разряженных газов* функциональные зависимости между *объемом, давлением и температурой* называют *газовыми законами*.

**Закон Бойля-Мариотта**

Для данной массы газа при переходе из одного состояния в другое при постоянной температуре ( $T$ ) произведение давления ( $p$ ) газа на его объем ( $V$ ) не меняется.

$$p_1 V_1 = p_2 V_2 = \dots = const$$

(при  $T = const$ )

Закон Бойля-Мариотта описывает *изотермический процесс*.

**Изотермический процесс** – термодинамический процесс, который происходит при *постоянной температуре*.

Графиком изотермического процесса (в системе координат  $p - V$ ) является гипербола, названная *изотермой* (рис. 1.3). В системах координат  $p - T$  и  $V - T$  *изотермы* – прямые, перпендикулярные осям температур.

Разным температурам соответствуют разные изотермы.

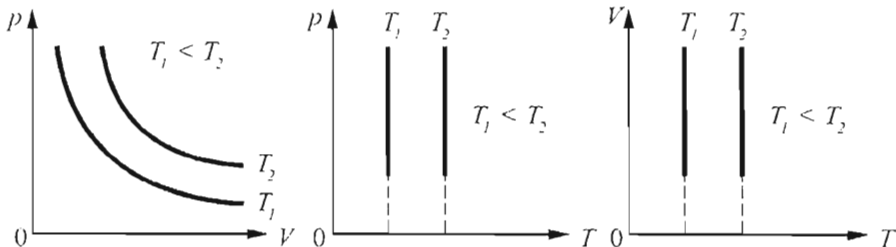


Рис. 1.3

**Закон Гей-Люссака**

Для газа данной массы при переходе из одного состояния в другое при постоянном давлении ( $p$ ) отношение объема ( $V$ ) к абсолютной температуре ( $T$ ) есть величина постоянная для всех газовых состояний.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = const$$

(при  $p = const$ )

Закон Гей-Люссака описывает *изобарный процесс*.

**Изобарный процесс** – термодинамический процесс, который происходит при *постоянном давлении*

**Изобары** – линии, графически изображающие *изобарный процесс*.

В системе координат  $t - V$  (для разных величин давления) *изобарами* являются наклонные прямые, которые сходятся в одной точке при  $t = -273,15 \text{ } ^\circ\text{C}$  (рис. 1.4, а).

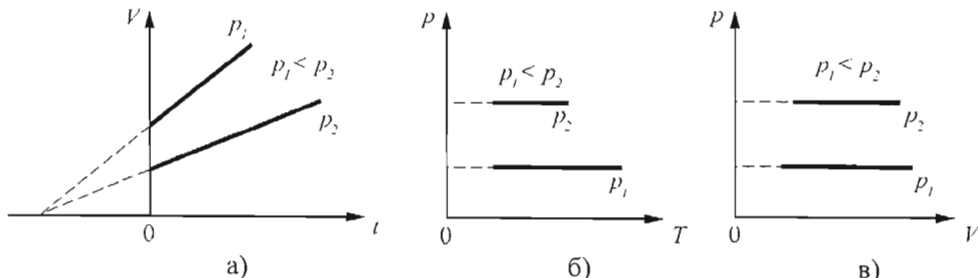


Рис. 1.4.

Угол наклона *изобар* зависит от величины давления.

В системах координат  $p - t$  и  $p - V$  *изобары* – прямые, перпендикулярные оси давления (рис. 1.4, б, в).

### Закон Шарля

Для газа данной массы при переходе из одного состояния в другое при постоянном объеме ( $V$ ) отношение давления ( $p$ ) к абсолютной температуре ( $T$ ) есть величина постоянная для всех газовых состояний.

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} = const$$

(при  $V = const$ )

Закон Шарля описывает *изохорный процесс*.

**Изохорный процесс** – термодинамический процесс, который происходит при *постоянном объеме*.

Графиком изохорного процесса (в системе координат  $p - T$ ) является прямая – *изохора* (рис. 1.5). В системах координат  $p - V$  и  $V - T$  *изохоры* – прямые, перпендикулярные осям  $V$ . Разным объемам соответствуют разные изотермы.

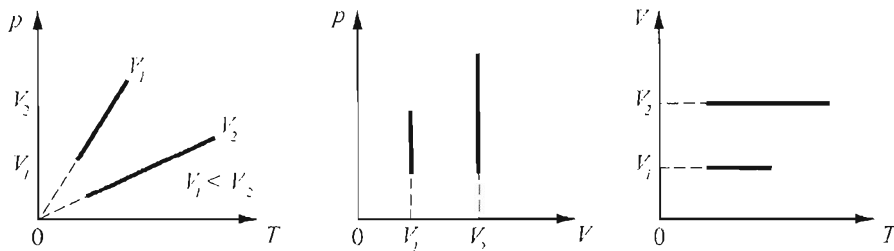


Рис. 1.5

### Закон Авогадро

В одинаковых объемах разных газов при одинаковой температуре и давлении содержится одинаковое количество молекул.

**Следствие:** При *нормальных условиях* разные газы, взятые в количестве 1 *моля*, занимают одинаковый объем, равный:

$$V_M = 0,0224 \text{ м}^3/\text{моль} = 22,4 \text{ л/моль}$$

### Закон Дальтона

При постоянной температуре давление ( $p$ ) смеси газов равно сумме парциальных давлений ( $p_1, p_2, \dots, p_n$ ) компонентов смеси

$$p = p_1 + p_2 + \dots + p_n$$

## 1.6. Уравнение состояния идеального газа.

**Уравнение состояния термодинамической системы** – зависимость между макропараметрами термодинамической системы.

**Уравнение состояния идеального газа** – зависимость между давлением ( $p$ ), объемом ( $V$ ) и температурой ( $T$ ) газа с учетом массы ( $m$ ) и его химического состава.

Из законов *Бойля-Мариотта* и *Гей-Люссака* следует уравнение *Клапейрона*.

### Уравнение Клапейрона

Для данной массы газа отношение произведения давления ( $p$ ) газа на его объем ( $V$ ) к абсолютной температуре ( $T$ ) газа является величиной постоянной.

Для 1 *моля* газа ( $V = V_M$ ) эта константа равна *универсальной газовой постоянной* ( $R$ ).

$$\frac{pV}{T} = const$$

$$\frac{pV_M}{T} = R$$

При *нормальных условиях* ( $p_0 = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}$ ;  
 $T_0 = 273,15 \text{ К}$ ;  $V_M = 22,41 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3/\text{моль}$ ):

$$R = 8,31 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}$$

Для произвольного количества газа ( $m$ ) применяют уравнение Менделеева-Клапейрона:

Уравнение Менделеева-Клапейрона

Уравнение состояния идеального газа молярной массой ( $M$ ) произвольного количества ( $m$ ) при давлении ( $p$ ), объеме ( $V$ ) и температуре ( $T$ ) имеет вид:

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

( $R$  – универсальная газовая постоянная)

### 1.7. Основное уравнение молекулярно-кинетической теории идеальных газов.

Основное уравнение молекулярно-кинетической теории определяет давление газа на стенки сосуда на основе анализа суммарного действия большого числа молекул, передающих ему свой импульс.

Основное уравнение молекулярно-кинетической теории

Давление ( $p$ ) газа на стенку сосуда пропорционально концентрации ( $n$ ) молекул (атомов), массе ( $m_0$ ) одной молекулы (атома) и среднему квадрату скорости ( $\bar{v}^2$ ) молекулы (атома).

$$p = \frac{1}{3} nm_0 \bar{v}^2$$

Входящие в основное уравнение величины находят по формулам:

**Концентрация молекул ( $n$ )** – число молекул ( $N$ ) в единице объема ( $V$ ), занимаемого этими молекулами:

$$n = \frac{N}{V}, \text{ м}^{-3}$$

**Число молекул ( $N$ )** любого количества вещества массой ( $m$ ) и молярной массой ( $M$ ) равно:

$$N = N_A \frac{m}{M}$$

**Средняя квадратичная скорость молекулы (атома)** определяется массой одной молекулы ( $m_0$ ) и температурой газа ( $T$ ) ( $k$  – постоянная Больцмана).

$$\bar{v} = \sqrt{\frac{3kT}{m_0}}$$

**Постоянная Больцмана ( $k$ )** – константа, равная отношению универсальной газовой постоянной ( $R$ ) к числу Авогадро ( $N_A$ ), связывающая температуру, выраженную в энергетических единицах (Дж) с температурой в Кельвинах (К).

$$k = \frac{R}{N_A}$$

При нормальных условиях ( $p_0 = 1,013 \cdot 10^5$  Па;  
 $T_0 = 273,15$  К;  $V_M = 22,41 \cdot 10^{-3}$  м<sup>3</sup>/моль):

$$k = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ Дж/К}$$

Давление газа на стенки сосуда определяется *средней кинетической энергией* одной молекулы, связанной с *температурой*.

*Температура, как макропараметр* системы, характеризует состояние её термодинамического равновесия.

*Температура, как микропараметр* системы, определяет среднюю кинетическую энергию значительного количества молекул.

**Средняя кинетическая энергия ( $\bar{E}$ )** поступательного движения одной молекулы идеального газа прямо пропорциональна температуре.

$$\bar{E} = \frac{m_0 \bar{v}^2}{2} = \frac{3}{2} kT$$



**Давление ( $p$ )** газа на стенку сосуда прямо пропорционально концентрации ( $n$ ) молекул (атомов) и температуре ( $T$ ).

$$p = nkT$$

( $k$  – постоянная Больцмана)

**Следствие:** При одинаковых давлении и температуре концентрация молекул во всех газах одинакова.

### 1.8. Скорость теплового движения молекул.

Согласно молекулярно-кинетической теории скорость молекул в данный момент является случайной, и потому их распределение по скоростям носит статистический характер, описываемый *функцией распределения молекул по скоростям*  $f(v)$  (закон Максвелла) (рис.1.6).

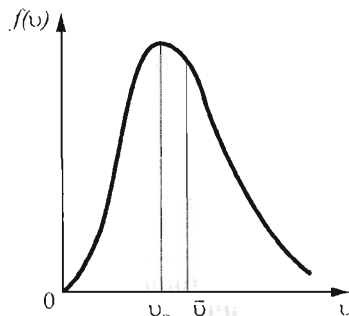


Рис. 1.6

В соответствии с графиком  $f(v)$ :

- скорости большинства молекул приходятся на определенный интервал;
- молекул с большими скоростями меньше, чем с небольшими (кривая несимметрична).

**Наиболее вероятная скорость ( $v_a$ )** – скорость, при которой функция распределения молекул идеального газа по скоростям максимальна.

$$v_a = \sqrt{\frac{2RT}{M}}$$

**Средняя квадратичная скорость ( $\bar{v}$ )** молекул идеального газа

$$\bar{v} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} = 1,22 v_a$$

**Следствие:** Средняя квадратичная скорость молекулы отличается от средней скорости её теплового движения несущественно (примерно в 1,2 раза).

При повышении температуры максимум функции распределения молекул по скоростям сместится вправо (значение наиболее вероятной скорости становится больше). Так как площадь, ограниченная кривой остается неизменной, поэтому при повышении температуры кривая распределения молекул растягивается и понижается (рис. 1.7).

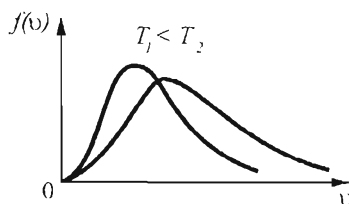


Рис. 1.7.

**Опыт Штерна** – эксперимент *О.Штерна* (1920 г.) по измерению скорости теплового движения молекул (рис. 1.8), подтвердивший основные положения молекулярно-кинетической теории.

Вдоль оси двух коаксиальных вращающихся цилиндров 1 и 2, из которых откачали воздух, была установлена платиновая проволока 3, покрытая тонким слоем серебра. При нагреве проволоки электрическим током с её поверхности интенсивно испарялось серебро, часть молекул которого проходило сквозь узкую щель 4 в цилиндре 2, попадая на внутреннюю поверхность цилиндра 1.

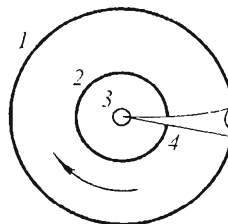


Рис. 1.8

При вращении цилиндров с угловой скоростью 2500-2700 об/с, молекулы серебра достигали поверхности цилиндра, отклоняясь от прямой  $AB$  на величину, обратно пропорциональную своей скорости, образуя «бугор», соответствующий *распределению Максвелла*.

**Физика. 10 класс. Краткий курс (семантические конспекты для учащихся).** – Мариуполь: ПГТУ, 2007. – 56 с., ил.

**Авторами-составителями** отдельных глав и разделов данного учебно-методического пособия:

**Зон В.А., Иваницкая С.В., Носач В.Ю., Полякова Т.В.** *«Молекулярно-кинетическая теория»*

**Погодаева Л.А., Свечкарь Л.Л., Тюнина Т.Б.** *«Термодинамика»*

**Булычева Г.И., Гудонис И.Ю., Скляр Л.А.** *«Электрическое поле»*

**Усенко А.И., Шаповалова Е.В. Тюлюкина О.Ю.** *«Законы постоянного тока»*

**Матвиенко Л.П., Хафизова С.Н.,** *«Магнитное поле»*

**Дужуржи А.П., Колочко И.В., Курбан Т.Д.** *«Электрический ток в разных средах»*

*При составлении данного учебного пособия использованы методические принципы семантического конспектирования, разработанные*  
**Каплан Надеждой Сергеевной**

*В методической доработке издания приняли участие:*

**Аносова Л.Г., Антоненко Н.В., Баляба Г.А., Боненко Е.И., Бордун Н.И., Горбатко С.В., Калинина Н.А., Квальченко В.А., Кодра Н.В., Морозова М.Г., Охрименко Н.Г., Палеева В.Н., Папазова О.Л., Рузанова Л.И., Сви-  
стунова И.Н., Струналь Л.В., Усенко А.И., Хорошун А.Н., Червякова Г.М.**

*Общее редактирование:* Голобоков В.С.

*Рецензент:* Гранкин В.П., доктор физ.-мат. наук, профессор.

Предлагаемое учебно-методическое пособие полностью охватывает содержание всех разделов курса физики 10 класса в соответствии с учебными программами общеобразовательных учреждений (базовые уровни А, В).

В пособии конспективно рассмотрены основные физические понятия и величины, сформулированы физические законы, приведены основные формулы. Даны примеры практического использования физических явлений в науке и технике, рассмотрено их влияние на экологию и условия жизни человека.

Пособие предназначено для изучения и повторения курса физики и может быть использовано для быстрого нахождения, быстрого прочтения и восстановления в памяти необходимой учебной информации. Может быть полезным для учащихся общеобразовательных школ, лицеев, гимназий и техникумов, абитуриентов и слушателей подготовительных отделений высших учебных заведений.

**Пособие составлено по заказу**

**Приазовского государственного технического университета**

**Рекомендовано к использованию в общеобразовательных учебных учреждениях I – III ступеней в качестве учебно-методического пособия, проходящего апробацию (решение НМЦ от 05.05.2007 г.)**

Технические редакторы: Голобоков В.С., Голобоков О.В.

© Голобоков В.С., 2007