

# Билеты по физике

1 курс, 2 семестр

16 июня 2025 г.

## 1 Кинетическая энергия тела, вращающегося вокруг неподвижной оси. Плоское движение

Скалярная физическая величина, являющаяся мерой движения материальных точек, образующих рассматриваемую механическую систему, и зависящая только от масс и модулей скоростей этих точек

$$[E_k = \frac{mv^2}{2}]$$

Но во время вращения вокруг неподвижной оси

$$E = \frac{1}{2} I \omega^2$$

$I$  — Момент инерции тела относительно оси вращения,  $\omega$  — Угловая скорость.

*Что такое момент инерции относительно оси вращения?*

— это физическая величина, которая характеризует сопротивление тела изменению его состояния вращения вокруг этой оси.

**Проще говоря**, он показывает, насколько трудно повернуть или остановить тело, вращающееся вокруг определённой оси.

$$I = \sum m_i r_i^2$$

$m_i$  — масса каждого элементарного участка тела,  $r_i$  — расстояние этого участка до оси вращения. **Чем больше момент инерции, тем сложнее телу изменить свою угловую скорость.** Он зависит от распределения массы относительно оси вращения: чем дальше масса расположена от оси, тем больше будет момент инерции. **Плоское движение** — это движение тела в двумерной плоскости. В таком движении тело меняет свою позицию в плоскости за счет изменения координат с течением времени.

### Основные параметры:

Координаты  $(x(t), y(t))$ , задающие положение тела в любой момент времени.

Путь — длина траектории, по которой движется тело. —

Скорость — вектор  $\vec{v}(t) = \frac{d\vec{r}}{dt}$ , где  $\vec{r}(t) = x(t)\hat{i} + y(t)\hat{j}$ .

Ускорение — вектор  $\vec{a}(t) = \frac{d\vec{v}}{dt}$ .

*Примеры:* движение по окружности, бросок тела под углом, движение по параболе и т.д.

## 2 Молекулярная форма движения. Силы взаимодействия между молекулами. Агрегатные состояния вещества. Идеальный газ.

**Когда все молекулы вещества двигаются "в одном" направлении одновременно**

На молекулярном уровне частицы вещества находятся в постоянном движении. В зависимости от температуры и агрегатного состояния, это движение может быть разным:

*В газах* — молекулы движутся беспорядочно, со скоростями, примерно соответствующими температуре. Их движение хаотичное, быстрые столкновения.

*В жидкостях* — молекулы тоже движутся, но ближе друг к другу и с меньшей скоростью, что позволяет им скользить друг по другу. —

*В твердых телах* — молекулы колеблются около своих положений, образуя регулярную кристаллическую или аморфную структуру.

**Силы взаимодействия между молекулами** — это силы, которые действуют между соседними молекулами и определяют свойства веществ. Основные виды таких сил:

1. *Силы Ван-дер-Ваальса* — дисперсионные или слабые силовые взаимодействия: возникают из-за временных поляризаций электронных облаков в нейтральных молекулах. Они относительно слабы, но важны для жидкостей и твердых тел.

2. *Дипольные силы* действуют между полярными молекулами, у которых есть постоянный электрический диполь. Эти силы сильнее, чем силы Ван-дер-Ваальса, и влияют на температуру кипения и растворимость.

3. *Ионные силы* электростатические взаимодействия между ионами в ионных соединениях (например, соли). Они очень сильные и отвечают за структуру кристаллов и высокие температуры плавления. Эти силы определяют агрегатное состояние вещества, его твердость, температуру плавления и кипения, растворимость и другие свойства.

#### **Агрегатные состояния вещества**

Всего есть 4 агрегатные состояния вещества

**Твёрдое вещество** - молекулы вещества находятся в форме кристаллической решётки, молекулы "колеблются" около своих стационарных позиций в решётке

**Жидкость** - молекулы вещества находятся в движении, находятся друг относительно друга рядом. Сталкиваются, могут перемещаться от одного конца вещества к другому

**Газ** - Молекулы вещества находятся в движении, находятся далеко друг относительно друга двигаются быстро и сталкиваются.

**Плазма** - В плазме молекулы ведут себя очень активно и нестабильно. Из-за высокой энергии и температуры многие молекулы ионизируются, то есть теряют электроны и превращаются в ионы и свободные электроны. Также происходят столкновения между частицами: электронами, ионами и оставшимися нейтральными молекулами, вызывая возбуждение, распад или рекомбинацию молекул. В результате в плазме преобладают ионы, электроны и возбужденные частицы, а сами молекулы обычно распадаются или переходят в ионизированное состояние.

#### **Идеальный газ**

*Модель*, в которой предполагается, что молекулы или атомы не взаимодействуют друг с другом, за кроме случайных столкновений. Также считается, что молекулы имеют очень малый размер по сравнению с расстояниями между ними.

В таком газе молекулы ведут себя следующим образом: 1 - Они движутся случайно и со скоростями, соответствующими температуре. 2 - Столкновения между молекулами кратковременны и абсолютно упругие, то есть при столкновениях сохраняется энергия. 3 - Молекулы не притягиваются и не отталкиваются друг от друга, кроме столкновений. 4 - Вся энергия молекул — это их кинетическая энергия, связанная с их движением. **Такая модель помогает понять основные законы поведения газов.**

$$[PV = \nu RT] - \text{Уравнение идеального газа.}$$

### **3 Размеры и масса молекул. Число Авогадро. Масса моля**

**Размеры и масса молекул** Размер молекул варьируется в зависимости от типа вещества, но в среднем он составляет порядка 0,2 — 0,5 нанометров (нм), то есть 2 — 5 ангстремов .

Для сравнения: - Вода: молекула воды имеет диаметр примерно 0,27 нм. - Атом водорода: около 0,1 нм. - Ароматические углеводороды или молекулы сложных органических соединений могут быть чуть больше — до 1 нм.

**Число Авогадро** - Это число, которое отражает количество молекул в которая показывает, сколько частиц (молекул, атомов или ионов) содержится в одном моле вещества. Оно обозначается символом  $N_A$ . Значение числа Авогадро примерно равно:

$$N_A \approx 6,022 \times 10^{23}$$

Это значит, что в одном моле вещества содержится примерно 602 квадриллиона (602 с 21 нулём) частиц. Это число помогает связать макроскопические измерения (например, массу вещества) с микроскопическими свойствами (числом частиц). Число Авогадро было установлено экспериментально и является одним из фундаментальных постоянных природы.

**Масса поля** Термин «масса поля» обычно относится к понятию в теории поля, где оно описывает величину, связанную с массой переносчика взаимодействия (например, у фотона масса равна нулю, а у W и Z бозонов — есть). В более общем смысле, масса поля связана с его энергетическими свойствами и влияет на его поведение и взаимодействия.

## 4 Давление и температура. Термодинамическая шкала температур

**Давление и температура** - Давление  $[P]$  - В молекулярно-кинетической теории (МКТ) температура связана с средней кинетической энергией молекул:

$$\frac{3}{2}k_B T = \text{средняя кинетическая энергия одной молекулы}$$

где  $k_B$  — постоянная Больцмана. Давление в газе определяется частотой и силой столкновений молекул со стенками сосуда:

$$pV = Nk_B T$$

или, в виде уравнения для концентрации  $n = N/V$ :

$$p = nk_B T$$

Это означает, что при постоянной концентрации давление прямо пропорционально температуре.

**Термодинамическая шкала температур** - Основана на связи между температурой и средней кинетической энергией молекул. Она определяется так: при данной температуре средняя кинетическая энергия молекулы пропорциональна абсолютной температуре  $T$ , измеряемой в шкале Кельвина (К). Абсолютный ноль (0 К) — это температура, при которой средняя кинетическая энергия молекул равна нулю, то есть молекулы «заморожены» и не совершают тепловых движений. Эта шкала служит основой для абсолютной температуры, где температура прямо связана с внутренней энергией системы.

## 5 Методы исследования молекулярной формы движения

Бывают спектроскопические, диффузионные и структурные.

**Ключевые из них:** -

**Инфракрасная и рамановская спектроскопия** — позволяют изучать колебания и вибрации молекул, что дает информацию о форме и симметрии.

**Ядерный магнитный резонанс** — исследует вращательные движения, локальную динамику и конфигурацию молекул в жидких средах.

**Рассеяние света и нейтронов** — методы динамического рассеяния позволяют определить размеры, формы молекул, а также их трансляционные и вращательные движения.

**Молекулярное моделирование и компьютерное моделирование** — позволяют визуализировать и анализировать формы, вращения и колебания молекул.

**Кристаллографические методы (рентгенография)** — дают трехмерную структуру твердых кристаллов, что помогает понять их молекулярную форму и возможные движения в твердом состоянии.

## 6 Микроскопическое и макроскопическое состояние термодинамической системы. Первый постулат термодинамики. Экспериментальные законы идеальных газов

**Микроскопическое и макроскопическое состояние термодинамической системы**

- Микроскопическое состояние термодинамической системы характеризует точное расположение, скорости и энергии каждой частицы системы — это конкретное конфигурационное состояние системы на уровне отдельных молекул или атомов. Макроскопическое состояние — это совокупность средних характеристик системы, таких как температура, давление, объем, которые можно измерить и описать без учета деталей микроскопического уровня. Оно определяется статистическими свойствами множества микросостояний и служит для практического описания и анализа поведения системы в целом.

**Первый постулат термодинамики**

- изменение внутренней энергии системы равно сумме переданного тепла и выполненной работы:

$$\Delta U = Q + W$$

где: -  $\Delta U$  — изменение внутренней энергии, -  $Q$  — количество тепла, переданного системе,  $W$  — работа, выполненная системой.

Это означает, что энергия в замкнутой системе не исчезает и не появляется из ниоткуда — она только передается или преобразуется.

## 7 Уравнение состояния идеального газа. Уравнения Менделеева-Клапейрона и Клаузиуса.

*Уравнение состояния идеального газа*

$$[PV = \nu RT]$$

*Уравнения Менделеева-Клапейрона и Клаузиуса*

$$PV = \nu RT$$

$P$  — давление,  $V$  — объем,  $\nu$  — количество молей,  $R$  — газовая постоянная,  $T$  — температура в Кельвинах

*Уравнение Клаузиуса*

$$\oint \frac{\delta Q}{T} \leq 0$$

Это говорит о том, что для циклов в замкнутой системе интеграл по теплу, делённому на температуру, не может быть положительным. В простом виде оно показывает, что невозможно полностью преобразовать тепло в работу без потерь.

## 8 Основное уравнение молекулярно-кинетической теории газов.

$$PV = \frac{1}{3} N m \overline{v^2}$$

где: -  $P$  — давление, -  $V$  — объем, -  $N$  — число молекул, -  $m$  — масса одной молекулы, -  $\overline{v^2}$  — среднее квадратичное значение скорости молекул.

Это уравнение показывает, что давление создается столкновениями молекул с стенками сосуда, и связано с их средней скоростью. Из этого уравнения выводится также формула для средней кинетической энергии молекулы:

$$\overline{E_k} = \frac{3}{2} k_B T$$

где  $k_B$  — постоянная Больцмана, а  $T$  — температура.

## 9 Основное уравнение молекулярно-кинетической теории газов через кинетическую энергию молекул. Температура как мера средней кинетической энергии поступательного движения молекул

$$PV = \frac{2}{3} N \overline{E_k}$$

или в виде средней кинетической энергии одной молекулы:

$$\overline{E_k} = \frac{3}{2} k_B T$$

где: -  $P$  — давление, -  $V$  — объем, -  $N$  — число молекул, -  $\overline{E_k}$  — средняя кинетическая энергия одной молекулы, -  $k_B$  — постоянная Больцмана, -  $T$  — температура в Кельвинах.

Это уравнение показывает, что давление газа обусловлено столкновениями молекул с стенками сосуда и прямо связано с их средней кинетической энергией. Температура — это мера средней кинетической энергии поступательного движения молекул: являясь кинетической энергией и, следовательно, большее давление при постоянном объеме и числе молекул.

## 10 Работа, совершаемая газом при изменении объема

$$A = \int_{V_1}^{V_2} P dV$$

Для идеального газа, если давление зависит от объема и температуры, эта работа может быть выражена конкретной формулой в зависимости от типа процесса. Например: - при изохорном (постоянном объеме) процессе работа равна нулю, так как объем не меняется; - при изобарном (постоянное давление) процессе:

$$A = P(V_2 - V_1)$$

- при изотермическом процессе (постоянная температура):

$$A = nRT \ln \frac{V_2}{V_1}$$

где  $n$  — число молей,  $R$  — газовая постоянная,  $T$  — температура.

## 11 Первое начало термодинамики

изменение внутренней энергии системы равно разности между количеством теплоты, переданной системе, и работой, совершенной системой:

$$\Delta U = Q - A$$

или, иногда, в форме:

$$\Delta U = Q + W$$

где: -  $\Delta U$  — изменение внутренней энергии, -  $Q$  — теплота, полученная системой, -  $A$  или  $W$  — работа, выполненная системой.

Это выражение отражает закон сохранения энергии для термодинамических процессов.

## 12 Теплоемкость тел. Внутренняя энергия и теплоемкость идеального газа.

**Теплоёмкость тел** — это мера того, сколько тепла нужно передать телу, чтобы повысить его температуру на 1 единицу тепла (например Кельвин).

Обозначается обычно  $C$  и выражается формулой:

$$C = \frac{Q}{\Delta T}$$

где  $Q$  — переданное тепло, а  $\Delta T$  — изменение температуры

*Существует несколько видов теплоемкости:*

**Общая теплоемкость** — для всего тела, зависит от его массы и вида вещества.

**Удельная теплоемкость** ( $c$ ) — теплоемкость на единицу массы, выражается как  $c = \frac{C}{m}$ .

**Молярная теплоемкость** ( $C_m$ ) — теплоемкость на один моль вещества. Для тела массой  $m$ :

$$Q = mc\Delta T$$

Это означает, что чтобы повысить температуру тела на  $\Delta T$ , нужно передать тепло  $Q$ , пропорциональное массе и удельной теплоемкости.

**Внутренняя энергия и теплоёмкость идеального газа** - зависит только от температуры и связана с движением молекул. Для одного моля газа она выражается как:

$$U = \frac{f}{2}RT$$

где: -  $f$  — число степеней свободы молекул (например, для моноатомного — 3, для диатомного — 5), -  $R$  — газовая постоянная, -  $T$  — абсолютная температура

Теплоемкость идеального газа связана с изменением внутренней энергии при изменении температуры:

**Молярная теплоемкость при постоянном объеме**

$$[(C_v)^{**}: \\ C_v = \left( \frac{\partial U}{\partial T} \right)_V = \frac{f}{2} R \\ ]$$

**Молярная теплоемкость при постоянном давлении**

$$[(C_p)^{**}: \\ C_p = C_v + R = \left( \frac{f}{2} + 1 \right) R \\ ]$$

Эти величины показывают, сколько джоулей тепла нужно добавить или убрать, чтобы изменить температуру газа на 1 K, при постоянных объеме или давлении.

### 13 Молярные теплоемкости идеальных газов при изохорическом и изобарическом процессах. Уравнение Роберта-Майера

**Молярная теплоемкость при постоянном объеме**

$$C_v = \left( \frac{\partial U}{\partial T} \right)_V$$

Для идеального газа

$$[ \\ C_v = \frac{f}{2} R$$

] где  $f$  — число степеней свободы молекулы.

**Молярная теплоемкость при постоянном давлении**

$$C_p = C_v + R = \left( \frac{f}{2} + 1 \right) R$$

**Уравнение Роберта-Майера** Это уравнение связывает изменение внутренней энергии и работу, выполненную газом при изменении температуры и объема. В общем виде оно выглядит так:

$$[ \\ dQ = dU + PdV \\ ]$$

где  $dQ$  — количество переданного тепла,  $dU$  — изменение внутренней энергии,  $P$  — давление,  $dV$  — изменение объема.

Для идеального газа с  $U = C_v T$  и  $PV = RT$ :

$$dQ = C_v dT + PdV$$

или  $PdV = RdT$ :

$$dQ = (C_v + R)dT = C_p dT$$

Это означает, что при постоянном давлении теплота, переданная газу, пропорциональна изменению температуры с коэффициентом  $C_p$

Итак:  $C_v = \frac{f}{2} R$ ,  $C_p = \left( \frac{f}{2} + 1 \right) R$ ,

## 14 Адиабатический процесс. Уравнение Пуассона

**Адиабатический процесс** - Это термодинамический процесс, при котором теплообмен с окружающей средой отсутствует ( $Q = 0$ ).

В результате такие процессы характеризуются изменением давления, объема и температуры без передачи тепла.

Для идеального газа в адиабатическом процессе выполняется уравнение Пуассона:

$$\left[ \begin{aligned} PV^\gamma &= \text{const} \end{aligned} \right] \text{ или в виде, связанной с температурой и давлением:}$$

$$TV^{\gamma-1} = \text{const}$$

$$P^{1-\gamma}T^\gamma = \text{const}$$

где: -  $P$  — давление, -  $V$  — объем, -  $T$  — температура,

**Показатель адиабаты (коэффициент адиабатического расширения  $\gamma = \frac{C_p}{C_v}$ )**

**Уравнение Пуассона** - Это уравнение описывает связь между давлением и объемом или температурой при адиабатическом процессе для идеального газа:

$$\left[ \begin{aligned} PV^\gamma &= \text{const} \\ \text{или} \\ TV^{\gamma-1} &= \text{const} \end{aligned} \right] \text{ или } \left[ \begin{aligned} \frac{P_1 V_1^\gamma}{P_2 V_2^\gamma} &= 1 \end{aligned} \right]$$

где индексы 1 и 2 обозначают начальные и конечные состояния.

## 15 Элементы теории вероятностей. Функция распределения случайной величины

- изучает закономерности случайных событий и случайных величин.

**Основные понятия включают**

*Случайное событие* — исход, который может произойти или не произойти при проведении эксперимента.

*Вероятность события* — числовая характеристика, показывающая степень его вероятности, обозначается  $P(A)$ .

*Случайная величина* — функция, которая каждому исходу эксперимента ставит в соответствие число.

*Функция распределения случайной величины* Для случайной величины  $X$  функция распределения  $F_X(x)$  задается как:

$$\left[ \begin{aligned} F_X(x) &= P(X \leq x) \end{aligned} \right]$$

Это — функция, которая для каждого числа  $x$  дает вероятность того, что случайная величина  $X$  примет значение, не превышающее  $x$ .

**Свойства функции распределения**

*Неубывание*  $F_X(x)$  — неубывающая функция.

*Пределы*  $\lim_{x \rightarrow -\infty} F_X(x) = 0$ ,  $\lim_{x \rightarrow +\infty} F_X(x) = 1$ .

*Линейность и непрерывность* для дискретных случайных величин  $F_X(x)$  — ступенчатая, для непрерывных — непрерывная функция

## 16 Пространство скоростей молекул. Связь между функциями распределения Максвелла по скоростям и компонентам скоростей

### *Пространство скоростей молекул*

— это трехмерное пространство, где каждая точка соответствует возможной скорости молекулы, заданной компонентами  $v_x, v_y, v_z$ .

*Функция распределения Максвелла по скоростям выглядит так:*

$$f(\vec{v}) = \left( \frac{m}{2\pi kT} \right)^{3/2} \exp \left( -\frac{m(v_x^2 + v_y^2 + v_z^2)}{2kT} \right)$$

где  $m$  — масса молекулы,  $k$  — постоянная Больцмана,  $T$  — температура.

*Связь между функцией по полной скорости и по компонентам в том, что функция Максвелла по скорости — это произведение трех одинаковых одномерных гауссианов*

$$f(\vec{v}) = f_x(v_x) \times f_y(v_y) \times f_z(v_z)$$

где каждый компонент имеет вид:

$$f_x(v_x) = \left( \frac{m}{2\pi kT} \right)^{1/2} \exp \left( -\frac{mv_x^2}{2kT} \right)$$

Аналогично для  $f_y(v_y)$  и  $f_z(v_z)$ .

Это показывает, что компоненты скоростей — независимы и распределены по гауссовскому закону, а полное распределение — произведение по компонентам.

## 17 Зависимость функции распределения Максвелла по компоненте скорости от температуры

Чем выше температура, тем больше среднеквадратичная скорость и шире распределение компоненты скорости по Максвеллу.

*Рассмотрим на примере одномерной функции*

$$f_x(v_x) = \left( \frac{m}{2\pi kT} \right)^{1/2} \exp \left( -\frac{mv_x^2}{2kT} \right)$$

Здесь:  $m$  — масса молекулы,  $k$  — постоянная Больцмана,  $T$  — абсолютная температура

**Как меняется функция при изменении температуры:**

Масштаб распределения — компонент перед экспонентой

$\left( \frac{m}{2\pi kT} \right)^{1/2}$  уменьшается при росте температуры, поскольку в знаменателе стоит  $T$ . Это означает, что с увеличением температуры ширина распределения возрастает: распределение становится более "плоским" и широким.

**Стандартное отклонение (среднеквадратичное значение скорости)**

$$\sigma_{v_x} = \sqrt{\frac{kT}{m}}$$

При росте температуры  $\sigma_{v_x}$  увеличивается, то есть компонента скорости становится более разбросанной

**Общий эффект**

Повышение температуры приводит к тому, что компоненты скоростей имеют более широкое распределение, увеличивается среднеквадратичное значение скорости, а молекулы движутся быстрее в среднем



## 18 Распределение Максвелла по абсолютным скоростям молекул

описывает вероятность того, что молекула имеет определённую абсолютную скорость  $v$ . Это распределение учитывает все три компоненты скорости и даёт вероятность для полного модуля скорости. Это распределение показывает, что с ростом температуры увеличивается и средняя, и наиболее вероятная скорость молекул, а вероятностное распределение смещается в сторону более высоких скоростей

$$f(v) = 4\pi \left( \frac{m}{2\pi kT} \right)^{3/2} v^2 \exp \left( -\frac{mv^2}{2kT} \right)$$

где: -  $v$  — модуль скорости молекулы, -  $m$  — масса молекулы, -  $k$  — постоянная Больцмана, -  $T$  — абсолютная температура.

### Ключевые особенности этого распределения

Фактор  $v^2$  - вероятность увеличивается с ростом скорости вначале (по мере увеличения  $v$ ), поскольку увеличивается число способов, при которых молекула может иметь такую скорость

Экспоненциальный спад - при очень больших скоростях вероятность быстро убывает, поскольку энергии движений становятся слишком высокими

Наиболее вероятная скорость  $v_{mp}$  - её можно найти, приравняв производную  $f(v)$  к нулю, и она равна:

$$v_{mp} = \sqrt{\frac{2kT}{m}}$$

Средняя скорость -

$$\langle v \rangle = \sqrt{\frac{8kT}{\pi m}}$$

Среднеквадратичная скорость -  $\sqrt{\frac{3kT}{m}}$

## 19 Наивероятнейшая, средняя и среднеквадратичная скорости молекул

Наиболее вероятная скорость  $v_{mp}$  - её можно найти, приравняв производную  $f(v)$  к нулю, и она равна:

$$\left[ \begin{aligned} v_{mp} &= \sqrt{\frac{2kT}{m}} \end{aligned} \right]$$

Средняя скорость -  $\langle v \rangle = \sqrt{\frac{8kT}{\pi m}}$  Среднеквадратичная скорость -  $\sqrt{\frac{3kT}{m}}$

## 20 Барометрическая формула

Выводится исходя из равновесия между силами тяжести и движением молекул воздуха. В результате получаем экспоненциальное законченное выражение для давления с высотой. Итак, в МКТ барометрическая формула показывает экспоненциальное снижение давления с высотой, обусловленное тепловым движением молекул и гравитацией

$$\left[ \begin{aligned} P(h) &= P_0 \exp \left( -\frac{mgh}{kT} \right) \end{aligned} \right]$$

Где: -  $P(h)$  — давление на высоте  $h$ , -  $P_0$  — давление на уровне моря, -  $m$  — масса одной молекулы воздуха, -  $g$  — ускорение свободного падения, -  $h$  — высота, -  $k$  — постоянная Больцмана, -  $T$  — абсолютная температура

Почему так:

молекулы находятся в состоянии теплового равновесия, движутся хаотично, и их средняя кинетическая энергия связана с температурой  $T$ . - Давление создаётся столкновениями молекул со стенками сосуда (или с окружающей средой). - В равновесии, при постоянной температуре и однородной массе молекул, давление убывает с высотой по экспоненциальному закону, так как молекулы теряют энергию, поднимаясь вверх против гравитации. Если масса молекулы  $m$  неизвестна, её можно выразить через молярную массу

[ $M$ :

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

где  $N_A$ ]

Число Авогадро

$$P(h) = P_0 \exp\left(-\frac{Mgh}{RT}\right)$$

где  $R = N_A k$

Газовая постоянная

## 21 Распределение Больцмана

*Фундаментальное распределение вероятностей для частиц в термодинамической системе, которое описывает, как энергия или другие параметры (например, скорость) распределены между частицами при термостатическом равновесии. Распределение Больцмана описывает статистические свойства систем в равновесии и является основой для понимания термодинамических закономерностей, таких как распределение энергий, скоростей и других параметров частиц.*

Основная формула распределения Больцмана для энергии:\*\* Вероятность  $W(E)$  того, что система находится в состоянии с энергией  $E$

[

$$W(E) = \frac{1}{Z} \exp\left(-\frac{E}{kT}\right)$$

]

где: -  $E$  — энергия состояния, -  $k$  — постоянная Больцмана, -  $T$  — абсолютная температура, -  $Z$  — фактор разделения (или статистическая сумма), который обеспечивает нормировку вероятностей:

$$Z = \sum_i \exp\left(-\frac{E_i}{kT}\right)$$

или в непрерывном случае

$$Z = \int \exp\left(-\frac{E}{kT}\right) g(E) dE$$

где  $g(E)$

Функция плотности состояний

### Распределение скоростей (распределение Максвелла-Больцмана)

Для частиц с массой  $m$  распределение по скоростям даёт:

[

$$f(\mathbf{v}) = \left(\frac{m}{2\pi kT}\right)^{3/2} \exp\left(-\frac{mv^2}{2kT}\right)$$

]

где: -  $\mathbf{v}$  — вектор скорости, -  $v = |\mathbf{v}|$

Это распределение показывает, что большинство частиц имеют скорости около среднего значения, а вероятность наличия очень высоких скоростей уменьшается экспоненциально

## 22 Центрифуга. Атомная программа

### Центрифуга

— это устройство, которое использует центробежную силу для разделения смесей по плотности или массе. В МКТ при вращении частицы испытывают центробежную силу

$$[F_c = m\omega^2 r, \text{ где } m] \text{ масса, } \omega \text{ — угловая скорость, а } r \text{ — радиус вращения}$$

*В равновесии распределение частиц по радиусу или высоте в центрифуге можно описать с помощью распределения Больцмана, учитывая потенциальную энергию, связанную с центробежной силой.*

### Атомная программа в МКТ

концепция, что вся материя состоит из атомов и молекул, движущихся хаотично и взаимодействующих друг с другом. В рамках МКТ распределения скоростей и энергий частиц описываются законами Максвелла-Больцмана, что позволяет связывать микроскопические параметры с термодинамическими свойствами системы, такими как температура, давление и энергия.

## 23 Энтропия. Физический смысл энтропии

**Энтропия** - это термодинамическая величина, которая характеризует степень хаоса, беспорядка или неопределенности в системе.

**Физический смысл энтропии** - Мера беспорядка: Чем выше энтропия системы, тем более случайной и неупорядоченной она является.

**Количество возможных состояний:** Энтропия связана с числом микроскопических состояний системы, соответствующих её макроскопическому состоянию. Чем больше таких состояний, тем выше энтропия

$$[ S = k \ln \Omega$$

где: -  $S$  — энтропия, -  $k$  — постоянная Больцмана, -  $\Omega$  — число возможных микроскопических состояний системы ]

**Термодинамическое направление процессов** - В изолированной системе энтропия никогда не уменьшается; она либо остается постоянной (в обратимых процессах), либо увеличивается (в необратимых). Это формулировка второго закона термодинамики

## 24 Второе начало термодинамики. Неравенство Клаузиуса

## 25 Тепловая машина. Вечный двигатель первого рода

## 26 Коэффициент полезного действия тепловой машины. Цикл Карно