

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, ω — 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: - ΔU — 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, ν — 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: - ΔU — 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 ΔT — 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 ΔT , 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 σ_{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 молекулы

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

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

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

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

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.

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