

МОЛЕКУЛЯРНО-КИНЕТИЧЕСКАЯ ТЕОРИЯ ИДЕАЛЬНОГО ГАЗА

1. Основные понятия и положения МКТ

Молекулярно-кинетическая теория (МКТ) (молекулярная физика) – раздел физики, в котором изучаются макроскопические свойства физических объектов (тел), состоящих из очень большого числа частиц (атомов и молекул).

Основные положения МКТ.

1. Все тела в природе состоят из атомов или молекул.

Количество вещества (ν) – определяется числом структурных элементов (молекул, атомов или ионов), из которых состоит вещество. Единица количества вещества в СИ – *1 моль* – количество вещества системы, содержащей столько же структурных элементов сколько атомов содержится в нуклиде ^{12}C , массой 0,012 кг.

В одном моле различных веществ содержится одно и тоже число структурных элементов. Это число называют **постоянной Авогадро**:

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

Молярная масса (масса 1 моля) размерность [кг/моль]:

$$\mu = \frac{m}{\nu} \quad (2)$$

где m – масса вещества.

Из формул (1) и (2) следует:

$$\mu = \frac{mN_A}{N} = m_0 N_A \quad (3)$$

Здесь $m_0 = \frac{m}{N}$ – масса одной молекулы. N – число молекул в массе m .

2. Между частицами в телах существуют силы взаимодействия - отталкивания и притяжения.

Силы взаимодействия между частицами по своей физической природе имеют электростатический (кулоновский) характер.

3. Частицы вещества находятся в непрерывном хаотическом движении.

Хаотическое движение частиц описывается статистическими (вероятностными) закономерностями и называется **тепловым**.

4. Хаотичность движения частиц была открыта англичанином Броуном (Броуновское движение).

2. Статистический метод исследования. Средние значения.

Статистический метод – метод исследования систем из большого числа частиц, оперирующий статистическими закономерностями и средними значениями физических величин, характеризующих всю совокупность частиц.

Свойства и поведение каждой частицы внутри системы описываются физическими величинами, которые называются **микроскопическими параметрами** (масса, значения координат и импульсов отдельных молекул и т. д.).

Макроскопическим параметром называется физическая величина, характеризующая какое-либо свойство системы частиц как целого или ее отдельной макроскопической части. Макроскопические параметры определяют усредненную картину движения частиц. Они имеют смысл средних значений физических величин.

Рассмотрим некоторые из важнейших макроскопических параметров и их связь с усредненными микропараметрами.

Плотность вещества – величина, численно равная массе, приходящейся в среднем на единицу объема системы:

$$\rho = m_0 \langle n \rangle, \quad (4)$$

где $\langle n \rangle$ – среднее число частиц в единице объема вещества (концентрация). Соотношение (4) справедливо для системы, состоящей из частиц одного сорта. **Среднее число частиц** в некотором малом, но макроскопическом объеме определяет **плотность вещества** в этом объеме.

Средний импульс частиц позволяет определить **давление**.

Давление - величина, численно равная средней силе, действующей со стороны системы на единичную площадь поверхности, помещенной в эту систему $p = \langle F \rangle / S$. Ниже покажем, что такая сила возникает в системе в результате столкновений частиц с поверхностью при их тепловом движении.

Степень нагретости системы определяется макроскопическим параметром - **температурой**, которая является мерой интенсивности теплового движения частиц. В случае классического описания движения частиц системы температура определяется соотношением Больцмана

$$\left\langle \frac{m_0 v^2}{2} \right\rangle = \langle \varepsilon_{\Pi} \rangle = \frac{3}{2} kT \quad (5)$$

и называется абсолютной. Здесь $\langle \varepsilon_{\Pi} \rangle$ - средняя кинетическая энергия **поступательного** движения одной частицы; $k = 1.38 \cdot 10^{-23}$ постоянная Больцмана.

Все макроскопические параметры испытывают многочисленные относительно малые случайные отклонения от средних значений, называемые **флуктуациями**. В этих случайных отклонениях и проявляется статистический смысл макроскопических параметров.

3. Состояния и процессы в системах

Состояние системы, состоящей из большого числа частиц, можно описывать двумя способами:

- либо с помощью **полного набора независимых микроскопических параметров** всех частиц системы,
- либо с помощью **небольшого количества независимых макроскопических параметров**, которые в таком случае называются **параметрами состояния**.

В соответствии с этими способами описания различают **микро- и макро-состояния** системы.

Микроскопическое состояние системы определено, если заданы все независимые микропараметры частиц системы;

Макроскопическое состояние системы определено, если задан полный набор независимых макроскопических параметров системы.

Стационарным называется установившееся (все макроскопические изменения в системе закончены) в результате перехода системы из одного состояния в другое состояние при постоянных внешних условиях.

Если при неизменных внешних условиях через границы системы не переносится энергия, импульс, вещество и электрический заряд, то **система называется термодинамически изолированной**, и в таком случае она приходит в **состояние теплового** или **термодинамического равновесия**. Будем такие состояния называть просто **равновесными**.

Итак, **состоянием** теплового равновесия называется стационарное состояние термодинамически изолированной системы. В состоянии равновесия системы все ее макроскопические параметры постоянны.

Процесс установления равновесного состояния называется **релаксацией**, а характерное время такого перехода - **временем релаксации**. Любые другие состояния, не подчиняющиеся данному определению, называются **неравновесными**.

Переход системы из одного макроскопического состояния p в другое называется **процессом**. При этом система должна проходить ряд последовательных **неравновесных** состояний. Реально любой процесс, связанный с нарушением равновесного состояния, является **неравновесным**.

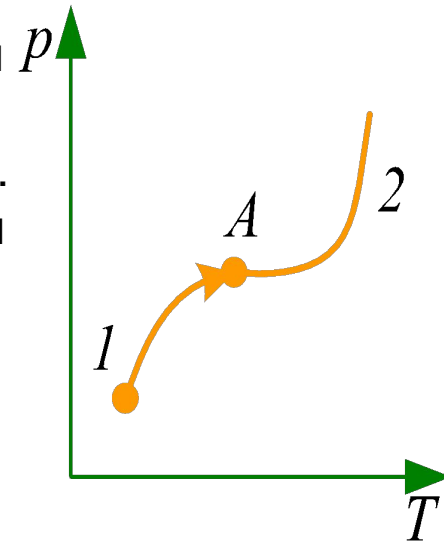


Рисунок 1.1

Равновесным (квазистатическим) называют процесс, представляющий собой **непрерывную** последовательность **равновесных** состояний. На диаграмме состояний равновесный процесс изображается непрерывной кривой (рис. 1.1, кривая 1A2).

Обратимым процессом называется процесс, при котором система может проходить одну и ту же непрерывную последовательность равновесных состояний как в прямом, так и в обратном направлениях.

PS. Отметим, что любой равновесный процесс обратимый.

Круговым (циклическим) процессом называется такой, при котором после каких-либо макроскопических изменений система переходит в исходное состояние.

Часто макроскопические системы участвуют в процессах, при которых один из макроскопических параметров остается постоянным. Такие процессы называются **изопроцессами**. Примерами изопроцессов являются: изотермический ($T = const$), изобарный ($p = const$), изохорный ($V = const$) и т.д.

4. Идеальный газ. Уравнение состояния.

Идеальным газом называется система частиц, собственными размерами которых по сравнению со средним расстоянием между ними можно пренебречь и взаимодействие между которыми сводится к упругим столкновениям.

Для газообразных и жидких систем свойства равновесного состояния описываются давлением, объемом и температурой, поэтому эти параметры называются **параметрами состояния (макроскопические)**.

Функцией состояния системы называется такая функция, приращение которой определяется только начальными и конечными параметрами равновесных состояний и не зависит от вида процесса, по которому система совершала переход между двумя равновесными состояниями. Пример.

Уравнением состояния называется математическая связь между равновесными значениями параметров состояния.

Уравнение состояния можно записать в общем(неявном) виде:

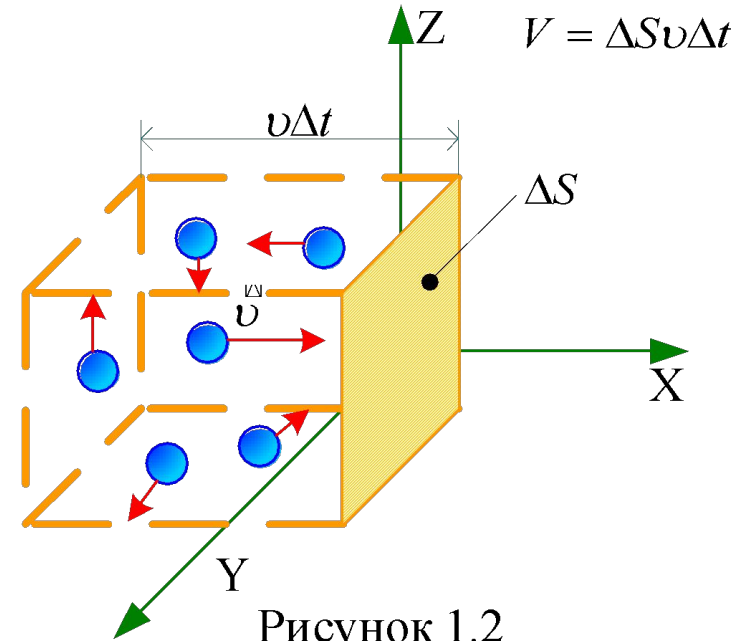
(6)

Явный вид функции состояния $f(p, V, T)$ найден только для простейших моделей систем частиц, в частности, для самой простой газовой модели – идеального газа.

5. Основное уравнение молекулярно-кинетической теории идеальных газов. Уравнение Менделеева-Клапейрона

Пусть в сосуде объемом V находится идеальный газ массой m , состоящий из молекул массой m_0 движущихся с одинаковыми скоростями (рисунок 1.2).

Концентрация молекул в газе по определению $n = N/V$, где N – полное число молекул в сосуде.



Если при соударениях со стенками за время Δt элементарной площадке ΔS стенки сосуда передается импульс ΔP , то давление газа, оказываемое им на стенку сосуда, определится как средняя сила, действующая на единичную площадку

$$p = \frac{\langle F \rangle}{\Delta S} = \frac{1}{\Delta S} \left\langle \frac{\Delta P}{\Delta t} \right\rangle = \frac{\langle \Delta P \rangle}{\Delta S \Delta t} \quad (7).$$

При каждом соударении молекула, движущаяся перпендикулярно стенке, передает ей импульс $2m_0v$. В среднем по направлению к стенке движется $1/6$ часть всех молекул. Поэтому за время Δt площадку ΔS достигнут количество молекул $n\Delta Sv\Delta t/6$ и передадут ей импульс

$$\Delta P = nm_0v^2 \Delta S \Delta t / 3$$

Заменяя скорость одной молекулы на ее среднее значение и, подставляя в (7), получим выражение для давления

$$p = \frac{1}{3} m_0 n \langle v^2 \rangle \quad (8)$$

Представив (8) в виде

$$p = \frac{2}{3} \frac{m_0 n \langle v^2 \rangle}{2} = \frac{2}{3} n \left\langle \frac{m_0 v^2}{2} \right\rangle$$

а также, вспомнив молекулярно-кинетическое толкование температуры (5), получаем следующее уравнение для давления идеального газа

$$p = nkT \quad (9)$$

Выражение (9) называется **основным уравнением молекулярно-кинетической теории для давления идеального газа.**

Основному уравнению состояния после несложных преобразований можно придать различные формы:

$$n = \frac{N}{V} \Rightarrow pV = NkT. \quad (10)$$

Умножив и разделив правую часть (10) на число Авогадро N_A получим

$$pV = \frac{N}{N_A} N_A kT = \nu RT \quad (11)$$

или

$$pV = \frac{m}{\mu} RT, \quad (12)$$

где $R = N_A \cdot k = 8.31 \cdot 10^3 \text{ Дж} / \text{моль} \cdot \text{К}$ - универсальная газовая постоянная.

Уравнение состояния идеального газа в виде (12) известно как **уравнение Менделеева-Клапейрона**.

Непосредственно из уравнения Менделеева-Клапейрона вытекают важные следствия:

- 1) Закон Дальтона:** в равновесии давление смеси идеальных газов равно сумме давлений, которое создает каждый компонент смеси в отдельности.
- 2) Закон Авогадро:** различные газы, находящиеся в одинаковых объемах при равных температурах и давлениях, содержат одинаковое число молекул.
- 3) Законы Бойля-Мариотта, Шарля и Гей-Люссака** получаются непосредственно из (12) при постоянных T, V, p соответственно.