

ТЕМА: Молекулярно-кинетическая теория

Молекулярной физикой называется раздел физики, изучающий зависимость агрегатных состояний и свойств вещества от его строения и взаимодействия между частицами вещества с учётом характера их теплового движения.

Макросистемой называется система, состоящая из очень большого числа частиц.

Молекулярно-кинетической теорией (МКТ) называется учение о строении и свойствах вещества, которое основано на представлении о его молекулярном строении.

Основные положения МКТ

Основные положения МКТ, на которых основано это учение, следующие:

1. все вещества состоят из атомов, молекул или ионов, находящихся в непрерывном хаотическом тепловом движении (доказательством являются Броуновское движение, диффузия и др. явления),
2. между частицами вещества одновременно действуют силы притяжения и силы отталкивания, величина которых зависит от их относительных расстояний (доказательством может служить, например, то обстоятельство, что твёрдое тело одновременно трудно сжать или растянуть).

Агрегатные состояния вещества

В зависимости от соотношения между средней кинетической энергией теплового движения частиц $\langle E_{кин} \rangle$ и средней потенциальной энергией их взаимодействия $\langle E_{потенц} \rangle$ вещество может находиться в **твёрдом**, **жидком** или **газообразном** состояниях.

Твёрдое состояние

Вещество находится в твёрдом состоянии, если средняя потенциальная энергия притяжения молекул много больше их средней кинетической энергии, то есть

$$\langle E_{кин} \rangle \ll \langle E_{потенц} \rangle.$$

Молекулы в твёрдом теле располагаются упорядочено и плотно заполняют пространство (см. рис.1).

Значительная потенциальная энергия взаимодействия препятствует изменению среднего расстояния между атомами (молекулами). Следствие этого – сохранение формы и объёма.

При деформации в твёрдом теле возникают силы, стремящиеся восстановить его форму.

Жидкость

Вещество находится в жидком состоянии, если средняя кинетическая энергия молекул приблизительно равна средней потенциальной энергии их взаимодействия, то есть

$$\langle E_{кин} \rangle \approx \langle E_{потенц} \rangle.$$

Молекулы в жидкости расположены почти вплотную друг к другу и совершают колебания около положений равновесия, время от времени перескакивая из одного положения в другое, сталкиваясь с соседними молекулами (см. рис. 2). Этим объясняется текучесть жидкости.

При повышении температуры время «оседлой» жизни молекул жидкости уменьшается.

Сжимаемость жидкости не велика и мало отличается от сжимаемости твёрдых тел из-за малого расстояния между молекулами.

Жидкости сохраняют свой объём, но принимают форму того сосуда, в котором они находятся. Кроме того, жидкости имеют границу раздела с другой средой и обладают поверхностным натяжением.

Газ

Вещество находится в газообразном состоянии, если средняя кинетическая энергия молекул превышает их среднюю потенциальную энергию притяжения, то есть

$$\langle E_{кин} \rangle \gg \langle E_{потенц} \rangle.$$

Расстояние между атомами или молекулами в газе во много раз больше размеров самих молекул, поэтому силы притяжения между ними на таких расстояниях не действуют. Из-за этого газы могут неограниченно расширяться в пространстве.

Газы принимают форму и объём того сосуда, в котором они находятся.

Высокая сжимаемость газа объясняется большим межмолекулярным расстоянием. При сжатии газа его плотность возрастает, расстояния между молекулами уменьшаются.

Плазма

4. **плазма** (Ионизированное состояние вещества (то есть вещество состоит не из нейтральных атомов, а из заряженных ионов и свободных электронов, хотя в целом вещество остаётся электрически нейтральным). В этом состоянии находится 99 % видимого вещества во Вселенной, например, Солнце, звёзды, огонь и т.п.)

Бозе – конденсат

5. **Бозе – конденсат** (обнаружен в 1995 г, состоит из бозонов (частиц с целым спином) и существует при температурах близких к $T=0 K$),

В Бозе – конденсате атомы теряют свою индивидуальность и начинают вести себя согласованно, как одна большая молекула.

Ферми- конденсат

6. **Ферми- конденсат** (обнаружен в 2003 г, состоит из фермионов (частиц с полуцелым спином) и существует при температурах близких к $T=0 K$).

Модель идеального газа

Идеальным газом называется простейшая модель реального газа.

Модель идеального газа основывается на следующих предположениях:

1. расстояние между частицами идеального газа во много раз больше их размеров (то есть частицы газа рассматриваются как материальные точки),
2. частицы газа движутся от одного столкновения до другого равномерно и прямолинейно и сталкиваются абсолютно упруго друг с другом и со стенками сосуда, в котором они находятся,
3. потенциальная энергия взаимодействия между молекулами идеального газа равна нулю (то есть силами межмолекулярного взаимодействия между частицами идеального газа пренебрегают).

Основные параметры состояния

Параметрами состояния называются физические величины, характеризующие состояние термодинамической системы.

К основным параметрам состояния относятся:

1. **объём** V (характеризует способность тел занимать определённое пространство),
 $[V] = \text{м}^3$,

2. **давление** p (характеризует силовое воздействие твёрдого тела, жидкости или газа на контактирующие с ними тела),

$$p = \frac{F_{\perp}}{S}, \quad [p] = \text{Па}, \text{ Паскаль},$$

где F_{\perp} - сила, действующая перпендикулярно поверхности площадью S .

3. **абсолютная температура** T (характеризует интенсивность теплового движения частиц вещества, которая определяет степень нагретости тел и является мерой средней кинетической энергии поступательного движения молекул вещества)

$$T \text{ К} = t \text{ }^{\circ}\text{C} + 273,$$

где T - абсолютная температура, K , Кельвин, а t - температура по Цельсию, $^{\circ}\text{C}$,

4. **молярная масса вещества** μ (мю) (показывает массу одного моля вещества)

$$[\mu] = \frac{\text{кг}}{\text{моль}}, \text{ килограмм на моль.}$$

Молярная масса вещества μ определяется по химической формуле данного вещества с

помощью таблицы Менделеева;
$$\mu = M_r \cdot 10^{-3} \frac{\text{кг}}{\text{моль}},$$

где M_r - относительная молекулярная масса вещества, безразмерная, (определяется по химической формуле вещества с помощью таблицы Менделеева)

5. **количество вещества** ν (ню) (определяет число структурных элементов вещества),
 $[\nu] = \text{моль}$

Моль – это количество вещества, в котором содержится столько же атомов или молекул, сколько атомов содержится в 12 граммах изотопа углерода 12, то есть ^{12}C .

1 моль любого вещества содержит одно и то же количество атомов или молекул, равное числу Авогадро N_A :

$$N_A = 6.02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}}.$$

Постоянная Авогадро N_A одинакова для всех веществ, то есть моль любого вещества содержит одинаковое число атомов или молекул.

$$\nu = \frac{m}{\mu} = \frac{N}{N_A},$$

где $m_0 = \frac{\mu}{N_A}$ - масса одной частицы газа, кг; μ - молярная масса газа, $\frac{\text{кг}}{\text{моль}}$;

N - число частиц в данном веществе; $N_A = 6.02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}}$ - число Авогадро.

б. **концентрация** n (показывает число частиц в единице объёма вещества)

$$n = \frac{N}{V},$$

$$[n] = \frac{1}{\text{м}^3},$$

где V - объём вещества, м^3 ; N - число частиц данного вещества в объёме V ;

Нормальные условия (НУ):

давление $p_0 = 760 \text{ мм. рт. ст.}$ (миллиметров ртутного столба) = 10^5 Па (Паскаль);

температура $T_0 = 273 \text{ К}$, (Кельвин).

При НУ 1 моль любого идеального газа занимает один и тот же объём: $V_0 = 22.4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$

Распределение энергии теплового движения молекул вещества по степеням свободы i
Числом степеней свободы i называется минимальное число независимых переменных, которые полностью описывают положение молекулы в пространстве.

Общее число степеней свободы молекулы i включает в себя поступательные степени свободы $i_{\text{поступ}}$, вращательные степени свободы $i_{\text{вращат}}$ и колебательные степени свободы $i_{\text{колебат}}$, то есть

$$i = i_{\text{поступ}} + i_{\text{вращат}} + 2i_{\text{колебат}}.$$

Таким образом,

- $i = 3$ для одноатомных газов (H , O , Cl , He и т.п.);
- $i = 5$ для двухатомных газов (H_2 , O_2 , Cl_2 , CO и т.п.);
- $i = 6$ для трёх и более атомных газов (H_2O , CO_2 , CH_4 и т.п.).

Закон Клаузиуса-Максвелла

(закон равномерного распределения энергии молекулы по степеням свободы i)

На каждую степень свободы молекулы приходится в среднем одинаковая энергия,

равная
$$\frac{1}{2}kT,$$

где $k = 1.38 \cdot 10^{-23} \frac{\text{Дж}}{\text{К}}$ - постоянная Больцмана;

T - абсолютная температура вещества, К .

Средняя энергия теплового движения молекул

Таким образом, исходя из закона о равномерном распределении энергии молекулы по степеням свободы i , среднюю энергию теплового движения молекулы можно определить по формуле:

$$\langle E_{\text{кин}} \rangle = \frac{i}{2} kT. \quad (3)$$

Из уравнения (3) следует, что **абсолютная термодинамическая температура T , является мерой средней кинетической энергии теплового движения молекул вещества.**

Физический смысл абсолютного нуля температур: при $T = 0\text{K}$ прекращается тепловое движение молекул вещества.

Однако, как показывают наблюдения, и даёт теория квантовой механики, полностью колебания молекул при таких температурах не прекращаются, так как наблюдаются, так называемые, **нулевые колебания атомов**, обусловленные квантовыми эффектами.

Основные уравнение молекулярно-кинетической теории газов

$$p = \frac{2}{3} n \langle E_{\text{кин}} \rangle, \quad (1)$$

где p - давление идеального газа, Па;

$$n = \frac{N}{V} - \text{концентрация частиц идеального газа, } \frac{1}{\text{м}^3};$$

N - количество частиц газа; V - объем газа, м^3 ;

$$\langle E_{\text{кин}} \rangle = \frac{m_0 v^2}{2} - \text{средняя кинетическая энергия поступательного теплового движения частиц газа, Дж;}$$

$$m_0 = \frac{\mu}{N_A} - \text{масса одной частицы газа, кг; } \mu - \text{молярная масса газа, } \frac{\text{кг}}{\text{моль}};$$

$$N_A = 6.02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}} - \text{число Авогадро;}$$

$$v - \text{скорость теплового движения частиц газа, } \frac{\text{м}}{\text{с}};$$

Средняя кинетическая энергия теплового движения частиц может быть выражена через абсолютную температуру газа T :

$$E_{\text{кин}} = \left\langle \frac{m_0 v^2}{2} \right\rangle = \frac{3}{2} kT,$$

где $k = 1.38 \cdot 10^{-23} \frac{\text{Дж}}{\text{К}}$ - постоянная Больцмана; T - абсолютная температура газа, К .

С учетом этой связи давление газа можно выразить через температуру следующим образом:

$$p = nkT, \quad (2)$$

где $n = \frac{N}{V}$ - концентрация частиц идеального газа, $\frac{1}{\text{м}^3}$; N - количество частиц газа;

V - объем газа, м^3 .

Формулы (1) и (2) являются **основными уравнениями молекулярно-кинетической теории идеальных газов**.

Статистические распределения

Распределение Максвелла (1859 г)

(это закон распределения молекул идеального газа по скоростям при термодинамическом равновесии)

Термодинамическим равновесием называется состояние термодинамической системы, при котором температура во всех её частях имеет одно и то же значение.

В газе при данной температуре в условиях термодинамического равновесия устанавливается некоторое распределение скоростей молекул газа, которое не меняется с течением времени.

Часть $\frac{dN}{N}$ от общего числа молекул газа N , которая имеет скорости в интервале от v до $v + dv$ можно определить по формуле, которая называется **функцией распределение Максвелла по скоростям**:

$$f(v)dv = \frac{dN}{N} = 4\pi \left(\frac{m_0}{2\pi kT} \right)^{\frac{3}{2}} e^{-\frac{m_0 v^2}{2kT}} v^2 dv, \quad (3)$$

Где

$\frac{dN}{N}$ - часть от общего числа молекул газа; N - общее числа молекул газа;

m_0 - масса одной молекулы данного газа, кг; v - скорость молекулы идеального газа, $\frac{\text{м}}{\text{с}}$;

$k = 1.38 \cdot 10^{-23} \frac{\text{Дж}}{\text{К}}$ - постоянная Больцмана; T - абсолютная температура газа, К;

$e = 2,72$ - основание натурального логарифма (экспонента).

Анализ функции распределения Максвелла по скоростям

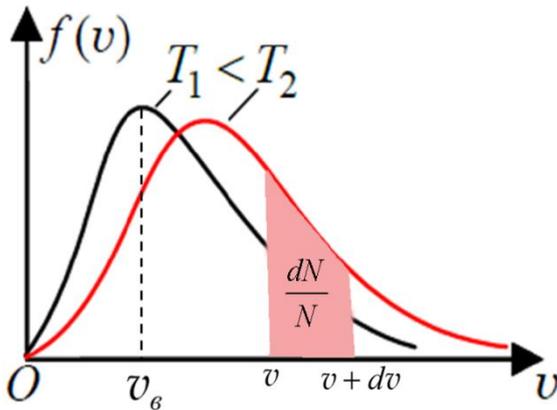


Рис. 6

Вид кривой функции распределения Максвелла по скоростям представлен на рис. 6.

Из анализа рисунка следует, что:

1. при любой температуре в данном объеме газа можно встретить молекулы со всевозможными скоростями (от нуля до очень больших значений).

Это объясняется тем, что при столкновениях молекулы меняют не только направления распространения, но и свои скорости.

2. При данной температуре T есть, так называемая, **наиболее вероятная скорость молекул** v_0 , которой обладает большинство молекул газа.

3. Если принять площадь под всей кривой функции распределения Максвелла по скоростям за единицу, то площадь закрашенного участка кривой (см. рис.6) покажет ту часть всех молекул газа $\frac{dN}{N}$, скорости которых лежат в интервале от v до $v + dv$.

Из закона распределения Максвелла по скоростям можно определить:

1. Наиболее вероятную скорость теплового движения молекул идеального газа при данной температуре T .

$$v_0 = \sqrt{\frac{2kT}{m_0}} = \sqrt{\frac{2RT}{\mu}},$$

где v_0 - наиболее вероятная скорость молекулы идеального газа, $\frac{м}{с}$;

$k = 1,38 \cdot 10^{-23} \frac{Дж}{К}$ - постоянная Больцмана; T - абсолютная температура газа, $К$;

m_0 - масса одной молекулы данного газа, $кг$; μ - молярная масса данного газа, $\frac{кг}{моль}$;

$R = 8,31 \frac{Дж}{моль \cdot К}$ - универсальная газовая постоянная.

2. Среднюю арифметическую скорость теплового движения молекул идеального газа при данной температуре T .

$$\langle v \rangle = \sqrt{\frac{8kT}{\pi m_0}} = \sqrt{\frac{8RT}{\pi \mu}}.$$

3.. Среднюю квадратичную скорость теплового движения молекул идеального газа при данной температуре T .

$$\langle v_{кв} \rangle = \sqrt{\frac{3kT}{m_0}} = \sqrt{\frac{3RT}{\mu}}.$$

Распределение Больцмана

(это распределение концентрации молекул идеального газа n во внешнем силовом поле, (например, в поле силы тяжести Земли) при данной температуре $T = const$)

Если бы на молекулы газа не действовали внешние силы, то они равномерно занимали бы весь, предоставленный им объём. Однако, на Земле на них действует сила тяжести, которая меняет распределение молекул газа с высотой h .

Изменение концентрации молекул идеального газа с высотой в однородном поле силы тяжести в случае изотермической атмосферы можно определить по **распределению Больцмана**:

$$n = n_0 e^{-\frac{m_0gh}{kT}} = n_0 e^{-\frac{\mu gh}{RT}}, \quad (4)$$

где n - концентрация молекул на высоте h от нулевого уровня отсчёта высоты, $\frac{1}{\text{м}^3}$;

n_0 - концентрация молекул газа на высоте $h = 0 \text{ м}$, $\frac{1}{\text{м}^3}$;

$e = 2,72$ - основание натурального логарифма (экспонента);

$k = 1,38 \cdot 10^{-23} \frac{\text{Дж}}{\text{К}}$ - постоянная Больцмана; T - абсолютная температура газа, К ;

m_0 - масса одной молекулы данного газа, кг ; μ - молярная масса данного газа, $\frac{\text{кг}}{\text{моль}}$;

$R = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$ - универсальная газовая постоянная.

Так как $p = nkT$, то из уравнения (4) можно получить, так называемую, **барометрическую формулу**, которая позволяет рассчитать давление в изотермической атмосфере на высоте h от нулевого уровня отсчёта высоты:

$$p = p_0 e^{-\frac{m_0gh}{kT}} = p_0 e^{-\frac{\mu gh}{RT}}. \quad (5)$$

По аналогичной формуле изменяется и плотность атмосферы с высотой:

$$\rho = \rho_0 e^{-\frac{m_0gh}{kT}} = \rho_0 e^{-\frac{\mu gh}{RT}}. \quad (6)$$