

Молекулярно-кинетической теорией (МКТ) называется теория, объясняющая строение и свойства тел движением и взаимодействием частиц, из которых состоят тела.

Основные положения МКТ:

1. Все тела состоят из частиц, между которыми есть промежутки (эксп. док-ва: сжимаемость веществ, растворение веществ, диффузия и т.д.);
2. Частицы вещества находятся в непрерывном хаотичном движении (эксп. док-ва: броуновское движение, диффузия, давление газа);
3. Частицы взаимодействуют друг с другом – притягиваются или отталкиваются (эксп. док-ва: явление смачивания, деформация тел, сохранение формы и объема твердого тела).

Тепловое движение – это беспорядочное хаотическое движение частиц, из которых состоит вещество. Тепловым движением объясняется давление газа на стенки сосуда, теплопроводность, т. е. перенос тепла от более нагретого к менее нагретому телу.

Хаотичность является важнейшей чертой теплового движения. Ввиду хаотичности движения нельзя точно определить координаты молекулы и ее скорость (импульс), поэтому используют усредненные или вероятностные значения координат и импульса.

Строение вещества (формулы)

1 моль – это такое количества вещества, в котором содержится столько же молекул, сколько их содержится в 12 г углерода.

Важно! В 1 моль любого вещества содержится одинаковое количество молекул. Количество молекул в одном моль вещества называется постоянной Авогадро $N_A = 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$.

Молярная масса – масса одного моль вещества. Обозначение – M , единица измерения в СИ – $\frac{\text{кг}}{\text{моль}}$, при расчетах часто употребляется единица – $\frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

Количество вещества – относительная величина, показывающая во сколько раз число молекул в данном теле отличается от количества молекул в 12 г углерода (т.е. в 1 моль вещества)

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

Важно! Молярная масса, выраженная в г/моль численно равна значению относительной молекулярной массе в а.е.м.

$$M_r(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ а.е.м.}$$

$$\text{Молярная масса углекислого газа } M = 44 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

$$\text{Масса молекулы } m_0 = \frac{M}{N_A}$$

$$\text{Масса вещества } m = m_0 N$$

$$\text{Концентрация молекул } n = \frac{N}{V}$$

$$\text{Плотность вещества } \rho = \frac{m}{V}$$

Модель идеального газа МКТ

Идеальный газ – газ, молекулы которого не взаимодействуют между собой. В модели идеального газа потенциальной энергией взаимодействия молекул пренебрегают.

Наиболее близок по своим свойствам к идеальному газу разреженный газ (газ находящийся при малом давлении и не слишком низкой температуре).

В модели идеального газа:

1. молекулы газа можно считать материальными точками, так как расстояния между ними намного больше, чем их размеры;
2. молекулы газа представляют собой упругие шарики конечных малых размеров. Соударения молекул идеального газа между собой и стенками сосуда абсолютно упругие;
3. движение каждой частицы подчиняется законам динамики.

Основное уравнение МКТ

Макроскопическое тело – тело, состоящее из очень большого числа частиц.

Макроскопические параметры – величины, характеризующие состояние макроскопических тел без учета их молекулярного строения.

Микроскопические параметры – величины, являющиеся характеристиками частицы (молекулы) вещества.

Большое число молекул газа и хаотичность их движения приводит к тому, что все направления их движения встречаются одинаково часто. Соударения между частицами приводят к непрерывному изменению их скоростей. Поэтому для описания движения одной частицы можно использовать законы Ньютона, а для описания движения большого числа частиц эти законы использовать нельзя. Для описания поведения большого числа частиц используют теорию вероятностей, с помощью которой находят средние значения физических величин – среднее значение скорости частицы $\bar{v}$, среднее значение кинетической энергии частицы $\bar{E}$.

Основное уравнение МКТ – уравнение выражающее связь между макропараметрами и микропараметрами

$$p = \frac{1}{3} n m_0 \overline{v^2},$$

где m_0 – масса частицы, n – концентрация частиц, $\overline{v^2}$ – среднее значение квадрата скорости. Множитель $\frac{1}{3}$ появляется вследствие трехмерности пространства и существования трех проекций у любого вектора скорости.

Важно! Обычно в задачах указывается значение средней квадратичной скорости движения молекул $\bar{v}$. Квадрат средней квадратичной скорости равен среднему значению квадрата скорости $\bar{v}^2 = \overline{v^2}$, соответственно, основное уравнение МКТ можно записать через среднюю квадратичную скорость

$$p = \frac{1}{3} n m_0 \bar{v}^2.$$

Чтобы не запутаться: единица измерения средней квадратичной скорости – $\frac{м}{с}$ – **среднюю квадратичную скорость нужно возводить в квадрат при вычислениях**. Значение среднего квадрата скорости задается в $\frac{м^2}{с^2}$ – **среднее значение квадрата скорости в квадрат возводить не нужно!**

Зная среднее значение квадрата скорости, можно определить среднюю кинетическую энергию движения молекул идеального газа

$$\bar{E} = \frac{m_0 \overline{v^2}}{2},$$

$$p = \frac{1}{3} n m_0 \overline{v^2} = \frac{1}{3} n \cdot \frac{m_0 \overline{v^2}}{2} \cdot 2 = \frac{2}{3} n \bar{E}.$$

Связь давления газа с его плотностью

$$p = \frac{1}{3} n m_0 \overline{v^2} = \frac{1}{3} \cdot \frac{N}{V} \cdot m_0 \overline{v^2} = \frac{1}{3} \cdot \frac{N m_0}{V} \cdot \overline{v^2} = \frac{1}{3} \cdot \frac{m}{V} \cdot \overline{v^2} = \frac{1}{3} \rho \overline{v^2}.$$

Важно! Во всех формулах среднее значение квадрата скорости можно заменить на квадрат средней квадратичной скорости.

Абсолютная температура

Термодинамическое (тепловое) равновесие – состояние тела или системы тел, при котором все макроскопические параметры (давление, объем, температура, масса) остаются неизменными сколь угодно долго.

Температура – термодинамический параметр, который одинаков во всех частях термодинамической системы.

Температура – мера средней кинетической энергии поступательного движения молекул (атомов) тела

$$\bar{E} = \frac{3}{2} kT,$$

где $k = 1,38 \cdot 10^{-23} \frac{\text{Дж}}{\text{К}}$ – постоянная Больцмана.

В России на практике распространена температурная шкала Цельсия. Она строится по двум опорным (реперным) точкам: температуре таяния льда и температуре кипения воды, которым приписаны температуры 0°C и 100°C . Недостаток этой шкалы, как и остальных температурных шкал, – произвольный выбор опорных точек и их зависимость от внешних условий.

От этого недостатка свободна **абсолютная шкала температур**. Принцип создания этой шкалы заключается в следующем. Кинетическая энергия молекул может быть больше или равна нулю. Температура, при которой прекращается хаотическое поступательное движение молекул, называется **абсолютным нулем**. Этому значению соответствует температура $-273,15^\circ\text{C}$.

Шкала температур, на которой температура отсчитывается от абсолютного нуля, а деления равны градусам шкалы Цельсия. Обозначение – T , единица измерения в СИ – **кельвин** (K). Связь между температурой в градусах Цельсия и температурой в кельвинах

$$T = t + 273.$$

Важно! При решении задач температура всегда переводится в кельвины. Изменение абсолютной температуры равно изменению температуры в градусах Цельсия: $\Delta T = \Delta t$.

Основное уравнение МКТ с учетом связи температуры и средней кинетической энергии

$$p = \frac{2}{3} n \bar{E} = \frac{2}{3} n \cdot \frac{3}{2} kT = nkT$$

Закон Авогадро: в равных объемах газов при одинаковых температурах и давлениях содержится одинаковое число частиц. При одинаковых давлениях и температурах концентрация молекул у всех газов будет одинаковой.

Средняя квадратичная скорость движения молекул газа

Универсальная газовая постоянная $R = k \cdot N_A = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$

$$\begin{aligned} \bar{E} &= \frac{m_0 \bar{v}^2}{2} \Rightarrow \frac{m_0 \bar{v}^2}{2} = \frac{3}{2} kT \Rightarrow m_0 \bar{v}^2 = 3kT \Rightarrow \bar{v}^2 = \frac{3kT}{m_0} \Rightarrow \bar{v} = \sqrt{\frac{3kT}{m_0}} \\ \bar{E} &= \frac{3}{2} kT \end{aligned}$$

$$m_0 = \frac{M}{N_A} \Rightarrow \bar{v} = \sqrt{\frac{3kT}{m_0}} = \sqrt{3kT \cdot \frac{N_A}{M}} = \sqrt{3kT \cdot \frac{N_A}{M}} = \sqrt{\frac{3kN_A T}{M}} \Rightarrow \bar{v} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

Уравнение Менделеева – Клапейрона

Уравнение, устанавливающее связь между макропараметрами газа массой m , давлением p , объемом V и температурой T , называется *уравнением состояния идеального газа*

$$pV = \nu RT \quad \text{или} \quad pV = \frac{m}{M} RT.$$

Уравнение, записанное в данном виде, также называется *уравнением Менделеева-Клапейрона*.

Из уравнения Менделеева-Клапейрона, в частности, следует, что если в некотором процессе масса газа постоянна ($m = \text{const}$), то

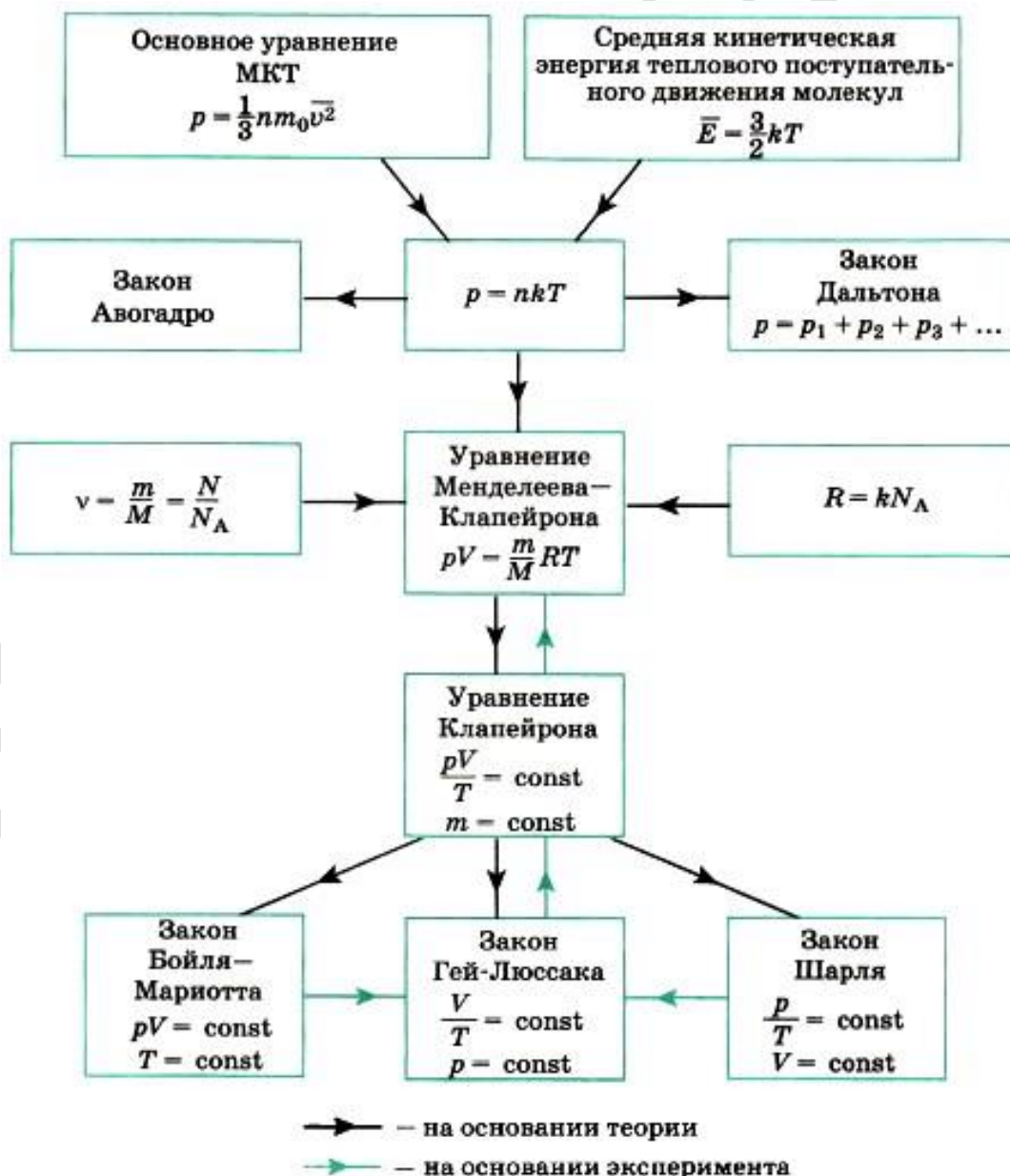
$$\frac{pV}{T} = \frac{m}{M} R = \text{const} \quad \text{или} \quad \frac{pV}{T} = \text{const}.$$

Последнее уравнение является одной из форм записи уравнения состояния и называется *уравнением Клапейрона*.

Важно! При решении задач уравнение Клапейрона можно использовать только в случае, если масса газа в процессе не меняется.

Важно! Если газ взят в количестве одного моля при нормальном атмосферном давлении и температуре 273 К, то его объем равен 0,0224 м³.

Связь законов и уравнений МКТ



Газовые законы (изопроцессы): изотермический, изохорный, изобарный

Количественные зависимости между двумя параметрами газа при фиксированном значении третьего называют **газовыми законами**. Процессы, протекающие при неизменном значении одного из параметров, называют **изопроцессами**.

Процессы	Закон	Условия протекания	Графики		
			в координатах $p(T)$	в координатах $V(T)$	в координатах $p(V)$
Изобарный $p = const$	Закон <i>Гей-Люссака</i> $\frac{V}{T} = const$ Следствие: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$	Процесс можно считать изобарным, если не меняется внешнее давление. Например, нагревание или охлаждение газа под легким подвижным поршнем при неизменном внешнем давлении.			
Изобара всегда стремится к началу координат в осях $V(T)$. Так как абсолютный нуль недостижим, то из начала координат изобару проводят пунктиром. При одинаковой температуре чем меньше объем газа, тем больше давление. Это значит, что, чем выше давление, тем ниже расположена изобара. Зависимость объема от температуры – прямая, чем больше температура, тем больше объем и наоборот.					
Изохорный $V = const$	Закон <i>Шарля</i> $\frac{p}{T} = const$ Следствие: $\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$	Нагревание или охлаждение газа в сосуде с жесткими стенками			
Изохора всегда стремится к началу координат в осях $p(T)$. Так как абсолютный нуль недостижим, то из начала координат изохору проводят пунктиром. Разным объемам соответствуют разные изохоры. При одинаковой температуре чем меньше объем газа, тем большее давление он производит. Поэтому при одинаковой температуре чем больше объем, тем ниже расположена изохора (в осях $p(T)$). Зависимость давления от температуры – прямая, чем больше температура, тем больше давление и наоборот.					
Изотермический $T = const$	Закон <i>Бойля – Мариотта</i> $pV = const$ Следствие: $p_1V_1 = p_2V_2$	Медленное сжатие или расширение газа			
Разным температурам соответствуют разные изотермы. При одинаковых объемах газ с более высокой температурой производит большее давление. Значит, чем выше температура, тем выше расположена изотерма в осях. Зависимость давления от объема – обратная, чем больше объем, тем меньше давление и наоборот.					

Важно! Изопроцессы происходят при одном неизменном параметре с постоянной массой газа.

Насыщенные и ненасыщенные пары

При испарении жидкости в закрытом сосуде через некоторое время количество жидкости перестает уменьшаться, хотя молекулы продолжают переходить в пар. В этом случае наряду с процессом парообразования происходит процесс превращения пара в жидкость – конденсация. Это означает, что жидкость и ее пар находятся в состоянии *динамического равновесия*, когда число молекул, вылетающих из жидкости, равно числу молекул, возвращающихся в жидкость из пара. В состоянии динамического равновесия скорости процессов испарения и конденсации одинаковы. С этого момента количество жидкости и ее пара не меняется. Пар, находящийся в равновесии со своей жидкостью, называют *насыщенным*.

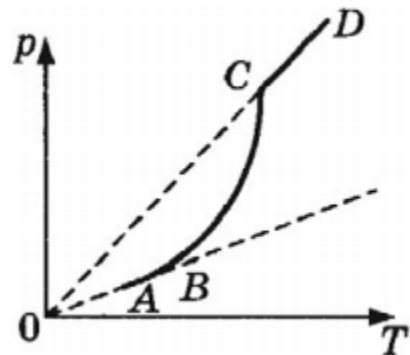
Свойства насыщенного пара

1. Давление насыщенного пара данной жидкости при постоянной температуре – постоянная величина, и она не зависит от объема пространства над испаряющейся жидкостью. Значит, при постоянной температуре плотность насыщенного пара постоянна.
2. Давление насыщенных паров – наибольшее возможное давление паров данной жидкости при данной температуре.
3. Наличие других газов над испаряющейся жидкостью не влияет на давление и плотность насыщенного пара данной жидкости, а только замедляет процесс испарения.
4. Давление насыщенного пара данного вещества зависит только от его температуры и не зависит от объема.

Если **изотермически сжимать** ненасыщенный пар, то его давление будет возрастать, пока не станет равным давлению насыщенного пара. При дальнейшем уменьшении объема пар частично конденсируется в жидкость и устанавливается динамическое равновесие между жидкостью и ее насыщенным паром. С уменьшением объема все большая часть пара конденсируется, а его давление остается неизменным. Когда весь пар превращается в жидкость, давление резко возрастает при дальнейшем уменьшении объема вследствие малой сжимаемости жидкости.

При **изотермическом расширении** испарение преобладает над конденсацией, пока не установится динамическое равновесие.

Давление насыщенного пара очень быстро возрастает с ростом температуры. Давление идеального газа при постоянной концентрации молекул растет прямо пропорционально температуре. В насыщенном паре при повышении температуры возрастает не только средняя кинетическая энергия движения молекул, но и их концентрация. Поэтому давление насыщенного пара при повышении температуры возрастает быстрее, чем давление идеального газа при постоянной концентрации молекул.



Зависимость давления насыщенного пара от температуры

1. Участок AB (в сосуде пар и жидкость) давление увеличивается за счет роста температуры и, соответственно, скорости частиц.
2. Участок BC (в сосуде пар и жидкость) давление увеличивается как за счет роста температуры, так и за счет увеличения концентрации молекул пара.
3. Участок CD (в сосуде только пар) соответствует состоянию, когда давление растет за счет увеличения скоростей молекул пара.

Важно! Насыщенный пар не подчиняется законам идеального газа.

Зависимость между массой, объемом, давлением и температурой для насыщенного пара не такая, как для идеального газа, так как если пар в каком-либо процессе остается насыщенным, то его масса меняется. При **изотермическом сжатии** насыщенный пар частично конденсируется, так что его давление остается постоянным. При **изохорном охлаждении** насыщенный пар частично конденсируется, его давление уменьшается и становится равным давлению насыщенного пара при более низкой температуре.

Важно! При описании состояния насыщенного пара можно пользоваться уравнением Менделеева-Клапейрона.

Влажность воздуха

Абсолютная влажность (ρ) – физическая величина, равная массе водяных паров, содержащихся в 1 м³ воздуха при данных условиях. Обычно ее вычисляют не в единицах СИ, а в г/м³.

Относительная влажность (чаще всего говорят просто – влажность) показывает, как далеко пар находится от состояния насыщения. Относительная влажность равна отношению абсолютной влажности к тому количеству водяного пара, которое необходимо для насыщения 1 м³ воздуха при данной температуре. Обозначение – φ , единица измерения – %

$$\varphi = \frac{\rho}{\rho_n} \cdot 100\% = \frac{p}{p_n} \cdot 100\% = \frac{n}{n_n} \cdot 100\%,$$

где ρ, p, n – плотность (абсолютная влажность), парциальное давление и концентрация ненасыщенного водяного пара в воздухе при данной температуре;
 ρ, p, n – плотность, давление и концентрация насыщенного пара при той же температуре.

Значение комфортной влажности для человека - 40–60%.

Точкой росы - температура, при которой водяной пар, содержащийся в воздухе, становится насыщенным.

Для измерения влажности используют: психрометры и гигрометры.

$t_{\text{сух. терм.}}$	Разность показаний сухого и влажного термометров								
°C	0	1	2	3	4	5	6	7	8
15	100	90	80	71	61	52	44	36	27
16	100	90	81	71	62	54	45	37	30
17	100	90	81	72	64	55	47	39	32
18	100	91	82	73	64	56	48	41	34
19	100	91	82	74	65	58	50	43	35
20	100	91	83	74	66	59	51	44	37
21	100	91	83	75	67	60	52	46	39
22	100	92	83	76	68	61	54	47	40
23	100	92	84	76	69	61	55	48	42
24	100	92	84	77	69	62	56	49	43

Психрометр состоит из двух термометров – сухого, который показывает температуру воздуха, и влажного, резервуар которого обмотан влажной тканью. По психрометрической таблице выбирают строку, соответствующую показаниям сухого термометра, и столбец, соответствующий значению разности температур сухого и влажного термометров. На пересечении строки и столбца – значение относительной влажности воздуха.

Гигрометр дает определение влажности по точке росы. Определив точку росы и зная температуру воздуха, по таблице зависимости давления, насыщенного водяного пара от температуры, вычисляют абсолютную влажность воздуха.