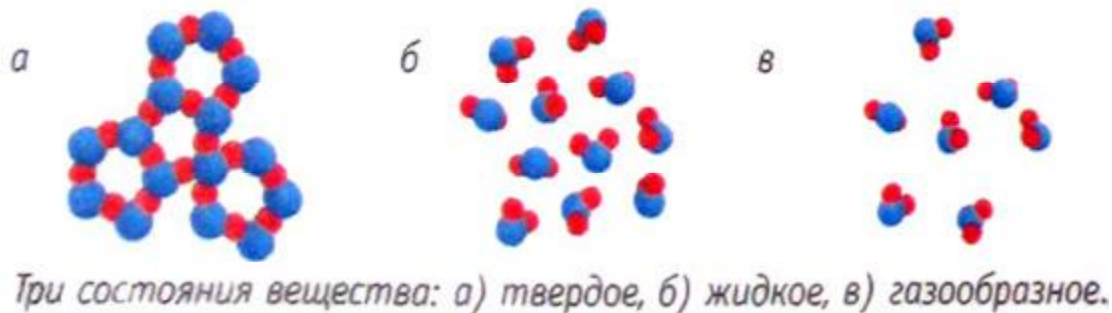


2. Строение газообразных, жидких и твердых тел. Скорости движения молекул и их измерение.

Характер теплового движения молекул и атомов зависит от агрегатного состояния вещества и определяется силами молекулярного взаимодействия. Существует четыре агрегатных состояния, в которых может находиться вещество: твердое, жидкое, газообразное и плазма. Качественное объяснение основных свойств вещества, находящегося в определенном агрегатном состоянии, даёт МКТ. Агрегатное состояние вещества определяется какое из двух свойств молекул: действие сил притяжения или участие в тепловом движении, является главным.



В газах расстояние между атомами или молекулами в среднем во много раз больше размеров самих молекул. Например, при атмосферном давлении объём сосуда в десятки тысяч раз превышает объём находящихся в нём молекул. Газы сжимаются, при этом уменьшается среднее расстояние между молекулами, но форма молекулы не изменяется.

Важно: Газы могут неограниченно расширяться. Они не сохраняют ни формы, ни объёма. Многочисленные удары молекул о стенки сосуда создают давление газа. Частицы газа не связаны молекулярными силами притяжения и движутся свободно, равномерно, заполняя весь предоставленный объём.

Молекулы газа с огромными скоростями - сотни метров в секунду - движутся в пространстве. Сталкиваясь, они отскакивают друг от друга в разные стороны подобно бильярдным шарам. Слабые силы притяжения молекул газа не способны удержать их друг возле друга.

В газах средняя кинетическая энергия теплового движения молекул больше средней потенциальной энергии их взаимодействия, поэтому потенциальной энергией взаимодействия молекул мы можем пренебречь.

Молекулы жидкости расположены почти вплотную друг к другу, поэтому молекула жидкости ведёт себя иначе, чем молекула газа. Молекулы жидкости совершают колебательное движение около определённых положений равновесия, сталкиваясь с соседними молекулами. Лишь время от времени она совершает очередной "прыжок", попадая в новое положение. Эти колебания возможны потому, что между молекулами жидкости существует своеобразное "свободное" пространство.

В положении равновесия сила отталкивания равна силе притяжения, т.е. суммарная сила взаимодействия молекулы равна нулю.

Советский физик-теоретик Я.И. Френель разработал теорию, в которой установил характер молекулярного движения в жидкостях, позволяющий понять основные свойства жидкостей. Согласно этой теории "... молекулы жидкости ведут кочевой образ жизни...". При этом время "оседлой жизни" молекулы, т.е. **время колебания около положения равновесия, очень мало**, порядка 10^{-10} - 10^{-12} с, после чего частица переходит в новое положение равновесия и, таким образом, перемещается внутри жидкости. С повышением температуры время оседлой жизни молекул жидкости уменьшается.



Яков Ильич Френель

Яков Ильич Френель
(29.01.(10.02) 1894— 23 01.1952)

Молекулы жидкости находятся непосредственно друг возле друга. при уменьшении объёма силы отталкивания становятся очень велики. Этим объясняется малая сжимаемость жидкостей. Основное свойство жидкости - *текучесть*. Под действием внешней силы в жидкости появляется направленность скачков частиц из одного "оседлого положения" в другое вдоль направления действия силы. Вот почему жидкость течет и принимает форму сосуда, в котром находится.

В жидкостях средняя кинетическая энергия теплового движения молекул сравнима со средней потенциальной энергией их взаимодействия. Наличие поверхностного натяжения доказывает, что силы взаимодействия молекул жидкостей существенны, и ими пренебрегать нельзя.

В твёрдых телах средняя потенциальная энергия взаимодействия молекул много больше средней кинетической энергии их теплового движения. Они отличаются от жидкостей и газов постоянством формы и объёма. В твёрдых телах атомы и молекулы жёстко связаны друг с другом, образуя пространственные кристаллические решетки, упорядоченное, периодически повторяющееся в пространстве расположение частиц. Силы взаимодействия (силы притяжения) настолько велики, что частицы твёрдого тела не могут удалиться от своих "соседей" на значительное расстояние. Тепловое движение частиц в твёрдых телах предствалет собой хаотическое колебание относительно их положений равновесия. Различают кристаллические и аморфные твердые тела.

В кристаллах положениями равновесия являются *узлы кристаллической решётки*, т.е. точки, соответствующие наиболее устойчивому положению частиц твердого тела. Расположение частиц в ристаллических решётках обусловливает форму и свойства кристаллов. Наряду с твердыми телами в природе встречаются и аморфные тела, у которых отсутствует кристаллическая решетка. Например, пластилин, стекло, смола и т.д. Аморфное состояние - это неустойчивое состояние, которое с течением времени переходит в кристаллическое.

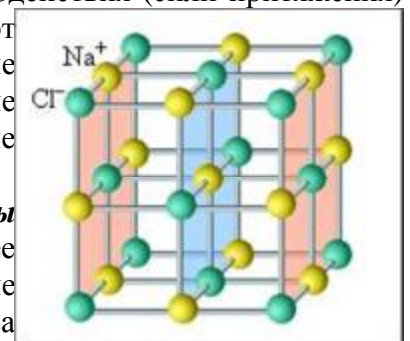


ТАБЛИЦА АГРЕГАТНЫХ СОСТОЯНИЙ ВЕЩЕСТВА

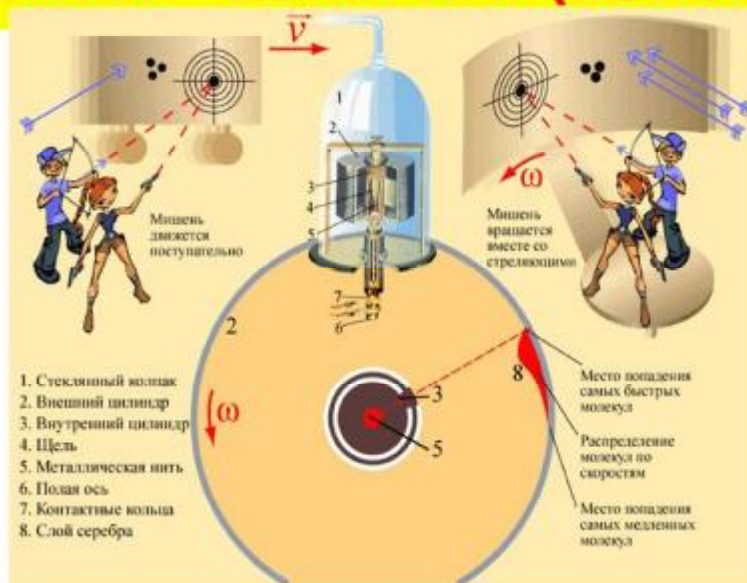
№	Название	Структура	Свойства	пример
1	Твердое тело		1. Сохраняет форму 2. Сохраняет объем	
2	Жидкость		1. Сохраняет объем 2. Легко меняет форму 3. Обладает текучестью	
3	Газ		1. Не имеют постоянного объема 2. Не имеют конкретной формы 3. Занимают полностью все пространство.	

Запомни: Плазма - газ, в котором имеется большое количество положительно и отрицательно заряженных ионов, а также свободных электронов (суммарный заряд электронов и ионов в каждом элементарном объёме равен или почти равен нулю).

Плазма может быть получена при нагревании вещества до очень высоких температур (порядка 10^5K). При этих условиях вещество находится в газообразном состоянии, причем вследствие тепловых столкновений почти все атомы превращаются в ионы. Подобные условия существуют на солнце и других звёздах, где температура достигает порядка 10^9K и более.

Метод определения скоростей молекул был предложен О. Штерном (1920 г). Измерение скоростей молекул было проведено на установке, схема которой представлена на рис.

ОПЫТ ШТЕРНА (1920г)





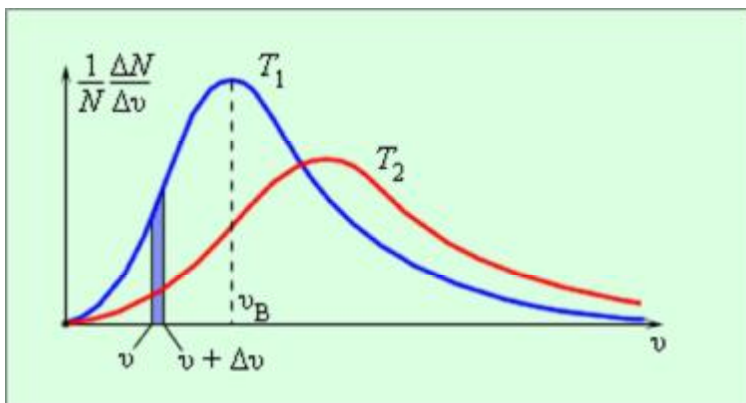
Отто Штерн (17.02.1888-17.08.1969)

Установка состоит из двух concentрических цилиндров 2 и 3, имеющих различные диаметры и общую ось. Воздух внутри цилиндров откачан, в цилиндре 3 имеется узкая щель 4. По оси протянута платиновая проволока, покрытая слоем серебра, по которой пропускают электрический ток. При нагревании проволоки током серебро испаряется, атомы его вылетают через щель 4 и попадают на внутреннюю поверхность цилиндра 2. При одновременном вращении обоих цилиндров с угловой скоростью ω атом серебра в зависимости от скорости попадает в другую точку на стенке цилиндра 2, так как за время пролёта атомов от проволоки до стенки цилиндра 2 успевает немного повернуться. Зная расстояния d , на которые переместились следы атомов относительно их следов при неподвижных цилиндрах, угловую скорость вращения цилиндров, радиусы внешнего R и внутреннего цилиндров, легко вычислить скорость молекулы:

$$v = \frac{\omega R(R - r)}{d}$$

. Средняя скорость атомов серебра в опыте оказалась равной 650 м/с. Характерно, что слой на внешнем цилиндре получился размытым. Это означает, что скорости движения атомов различны.

Анализ экспериментальных данных, полученных в опыте Штерна, позволяет найти распределение молекул по скоростям (рис). Закон распределения скоростей молекул в газе был получен Дж.К. Максвеллом.





Деймс Клерк Максвелл
(13.06.1831-05.11.1879)

Запомни: Наиболее вероятная скорость - скорость, которой обладает максимальное число молекул, приходящихся на единичный интервал скоростей.

$$v_B = \sqrt{\frac{2RT}{M}} = \sqrt{\frac{2kT}{m_0}}$$

где $k = \frac{R}{N} = 1,38 \cdot 10^{-23}$ Дж/К - постоянная Больцмана, $R = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{К} \cdot \text{моль}}$ - универсальная газовая постоянная, M - молярная масса вещества, m_0 - масса молекулы.

Большинство молекул газа движется с наиболее вероятной скоростью, тогда как число молекул, имеющих очень малые и очень большие скорости, мало. Кроме наиболее вероятной скорости движение молекул газа характеризуется:

а) *средней арифметической скоростью* $\langle v \rangle = \frac{v_1 + v_2 + \dots + v_n}{n}$, представляющей собой среднее арифметическое значений скоростей всех молекул;

б) *средней квадратической скоростью* $\langle v_{KB} \rangle = \sqrt{\frac{v_1^2 + v_2^2 + \dots + v_n^2}{n}}$, равной корню квадратному из среднего арифметического значения квадратов скоростей. Если все молекулы одинаковы по массе, то $v_B < \langle v \rangle < \langle v_{KB} \rangle$.

С повышением температуры наиболее вероятная скорость возрастает, максимум распределения молекул по скоростям сдвигается в сторону больших скоростей (рис). С повышением температуры увеличивается относительное число молекул, обладающих большими скоростями.

3. Идеальный газ. Давление газа. Основное уравнение молекулярно-кинетической теории газов.

В МКТ пользуются идеализированной моделью идеального газа, согласно которой считают, что:

- собственный объём молекул газа пренебрежимо мал по сравнению с объёмом сосуда;
- между молекулами газа отсутствуют силы взаимодействия;
- столкновения молекул газа между собой и со стенками сосуда абсолютно упругие.

Запомни: Идеальный газ - это теоретическая модель газа, в которой не учитываются размеры молеку (они считаются материальными точками) и их взаимодействие между собой (за исключением случаев непосредственного столкновения)

Модель идеального газа можно использовать при изучении реальных газов, так как они в условиях, близких к нормальным (например, кислород и гелий), а также при низких давлениях и высоких температурах близки по свойствам к идеальному газу. Кроме того, внося поправки, учитывающие собственный объём молекул газа и действующие молекулярные силы, можно перейти к теории реальных газов. Процессы в идеальных газах описываются законами Бойля-Мариотта, Гей-Люссака, Шарля, Авогадро, Дальтона.

Важно: объём газа всегда совпадает с вместимостью того сосуда, который он занимает.

Запомни: Давление - физическая величина, равная отношению силы, действующей на элемент поверхности нормально к ней, к площади этого элемента.

Единица измерения в СИ - паскаль ($1\text{Н}/\text{м}^2=1\text{Па}$). До настоящего времени употреблялись внесистемные единицы измерения давления: техническая атмосфера $1\text{ат} = 9,81 \cdot 10^4\text{Па}$, физическая атмосфера $1\text{ат} = 1,013 \cdot 10^5\text{Па}$, миллиметр ртутного столба $1\text{мм рт.ст.} = 133\text{Па}$.

Каждая молекула газа, ударяясь о стенку сосуда, в котором находится, в течение малого промежутка времени действует на неё с некоторой силой. В результате беспорядочных ударов о стенку давление быстро меняется со временем относительно некоторой средней величины.

Запомни: Манометры - приборы, измеряющие давление (рис).



Манометры фиксируют среднюю по времени силу давления, приходящуюся на единицу площади его чувствительного элемента - мембраны. Несмотря на небольшие изменения давления, среднее значение давления p_0 практически оказывается определённой величиной, так как ударов о стенку сосуда очень много, а массы молекул очень малы.

Для вычисления среднего значения давления газа необходимо знать значение средней скорости молекул (точнее, среднее значение квадрата скорости). Средняя скорость молекул зависит от того, каковы скорости движения всех молекул. Молекулы газа участвуют в беспорядочном (тепловом) движении. Это означает, что скорость любой молекулы может оказаться как очень большой, так и очень малой. Направления движения молекул постоянно меняется при их столкновениях друг с другом. Скорости молекул могут быть любыми, но среднее значение модуля этих скоростей всегда определённое.

Среднее значение квадрата скорости определяется следующей формулой:

$$\bar{v}^2 = \frac{v_1^2 + v_2^2 + \dots + v_N^2}{N}$$

(1), где N - число молекул в газе. Но квадрат модуля любого вектора равен сумме квадратов его проекций на оси Ox , Oy , Oz . Из курса механики известно, что при движении на плоскости $v^2 = v_x^2 + v_y^2$. В случае, когда тело движется в пространстве,

квадрат скорости равен: $v^2 = v_x^2 + v_y^2 + v_z^2$. (2)

Средние значения квадратов проекций скоростей можно определить с помощью формул, подобных (1). Между средним значением квадрата скорости и средними значениями квадратов проекций существует такое же соотношение, как и (2): $\bar{v}^2 = \bar{v}_x^2 + \bar{v}_y^2 + \bar{v}_z^2$ (3).

Важно: Так как направления трёх осей Ox , Oy , Oz вследствие беспорядочного движения молекул равноправны, средние значения квадратов проекций скорости равны друг другу: $\overline{v_x^2} = \overline{v_y^2} = \overline{v_z^2}$. (4)

$$\overline{v_x^2} = \frac{1}{3} \overline{v^2}$$

Учитывая соотношение (4), из формулы (3) получим $\overline{v_x^2} = \frac{1}{3} \overline{v^2}$, т.е. средний квадрат проекции скорости равен 1/3 среднего квадрата самой скорости. Множитель 1/3 появляется вследствие трёхмерности пространства и соответственно существования трёх проекций у любого вектора.

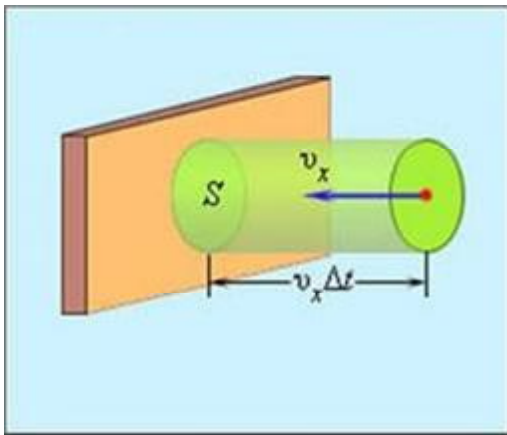
Важно: Скорости молекул беспорядочно меняются, но средний квадрат скорости вполне определённая величина.

Интересно: уравнение молекулярно-кинетической теории - первое количественное соотношение, полученное в МКТ, поэтому оно называется основным. После вывода этого уравнения в XIX в. и экспериментального доказательства его справедливости началось быстрое развитие количественной теории, продолжающееся по сегодняшний день.

При выводе этого уравнения рассматривается одноатомный идеальный газ при следующих допущениях:

- молекулы газа движутся хаотически, причем все направления движения равновероятны (основание - давление газа на стенки сосуда одинаково);
- число взаимных столкновений между молекулами газа пренебрежимо мало по сравнению с числом ударов о стенки сосуда;
- соударения со стенками сосуда абсолютно упругие;
- все молекулы движутся с одинаковыми скоростями;
- молекулы движутся по трём взаимно перпендикулярным направлениям, причем в каждый момент времени по каждому из них движется 1/3 часть молекул (1/6 из них - в одну сторону и 1/6 - в другую)

Найдём при данных условиях давление газа на стенки цилиндрического сосуда, где выделена элементарная площадка ΔS (рис. 1)



. За время Δt до площадки ΔS долетят все движущиеся по направлению к ней молекулы, которые имеются в объёме

цилиндра с основанием S и высотой $v_x \Delta t$, т.е. $\frac{1}{6} n v_x \Delta t \Delta S$ молекул, где n - концентрация молекул (число молекул в единице объёма). При каждом упругом столкновении молекула массой m_0 , движущаяся перпендикулярно площадке, передаёт ей импульс $2m_0 v_x$. Умножив это

выражение на число молекул $\frac{1}{6} n v_x \Delta t \Delta S$, получим импульс Δp , передаваемый всеми молекулами при столкновении с выбранной площадкой:

$$\Delta p = 2m_0 v_x \cdot \frac{1}{6} n v_x \Delta t \Delta S = \frac{1}{3} n m_0 v_x^2 \Delta S \Delta t$$

$$p = \frac{F}{\Delta S} = \frac{\Delta p}{\Delta S \Delta t} = \frac{1}{3} n m_0 v_x^2 \quad (5), \text{ где } v_x -$$

Давление газа, оказываемое на стенку сосуда скорости молекул, принятые согласно исходным допущениям, одинаковыми.

рис. 1

Так как газ состоит из большого числа молекул и они все движутся с разными скоростями, то, используя понятие средней квадратичной скорости (см. выше), выражение (5) можно записать

в виде: $p = \frac{1}{3} n m_0 \langle v_{\text{кв}} \rangle^2$ (6) - **основное уравнение МКТ**. Согласно этому уравнению давление

(макроскопический параметр) определяется массой молекул, их концентрацией и средней квадратичной скоростью (микроскопические параметры). . Учитывая, что $\Gamma = nm_0$ вещества, то

$$p = \frac{1}{3} \Gamma \bar{v}^2$$

(1) перепишем: . Если через \bar{E} обозначить среднюю кинетическую энергию

$$\bar{E} = \frac{m\bar{v}^2}{2}$$

поступательного движения молекулы , то уравнение (6) можно записать в виде

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

Важно: давление идеального газа пропорционально произведению концентрации молекул и средней кинетической энергии поступательного движения молекул.

Если газ представляет собой смесь идеальных газов, то он подчиняется закону Дальтона.

Закон Дальтона: *давление смеси идеальных газов равно сумме парциальных давлений, входящих в нее газов* $p = p_1 + p_2 + \dots + p_n$

Парциальное давление - давление, которое оказывал бы каждый газ смеси, если бы занимал объём, равный объёму всей смеси при той же температуре.



Джон Дальтон
(06.09.1766-27.07.1844 гг)

4. Температура и ее измерение. Газовые законы. Абсолютный нуль температуры. Термодинамическая шкала температуры.

Центральное место во всём учении о тепловых явлениях занимает понятие **температуры**. В повседневной жизни понятие температуры вначале было чисто субъективным и качественным и связывалось с представлением о горячем (например, горячая вода) и холодном (например, холодный кусок льда). В дальнейшем возникла необходимость сравнения температур разных тел (измерение температуры) и нахождения какого-то объективного критерия для описания температуры тел

Запомни: **Температура** – физическая величина, характеризующая степень нагретости тела.

Для её измерения создан прибор, называемый термометром. В его устройстве использовано свойство тел изменять объём при нагревании или охлаждении. Термометр не показывает температуру сразу же после того, как он соприкоснулся с ним. Необходимо некоторое время для того, чтобы температуры тела и термометра выровнялись, и между телами установилось тепловое равновесие. Тепловое равновесие с течением времени устанавливается между любыми телами, имеющими различную температуру.

Важно: любое макроскопическое тело или группа макроскопических тел при неизменных внешних условиях самопроизвольно переходит из состояния теплового равновесия.

Запомни: Тепловое равновесие – это такое состояние тел, при котором макроскопические параметры сколь угодно долго остаются неизменными.

Это означает, что в системе *не меняются объём и давление*, не происходит теплообмен, отсутствуют взаимные превращения газов, жидкостей, твёрдых тел и т.д. В частности, не меняется столбика ртути в термометре, т.е. *температура системы остается постоянной*.

Важно: температура характеризует состояние теплового равновесия тел: все тела системы, находящиеся друг с другом в тепловом равновесии, имеют одну и ту же температуру.

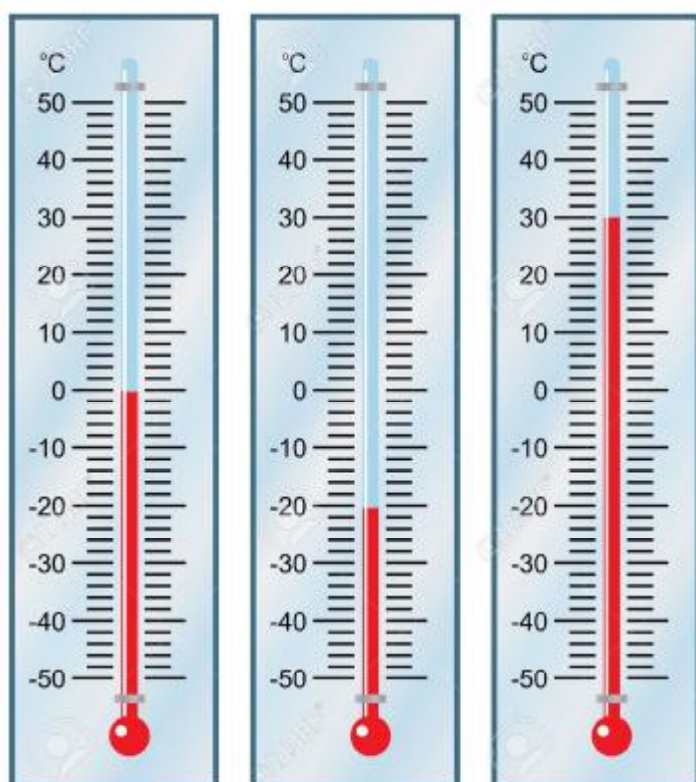
Но микроскопические процессы внутри тела не прекращаются и при тепловом равновесии: меняются положения молекул, их скорости при столкновениях.

Система макроскопических тел может находиться в различных состояниях. В каждом из этих состояний температура имеет своё строго определённое значение. Другие физические величины в состоянии теплового равновесия системы могут иметь разные значения, которые с течением времени не меняются. Так, например, объёмы различных частей системы и давления внутри их при наличии твёрдых перегородок могут быть разными. Если вы внесёте с улицы мяч, наполненный сжатым воздухом, то спустя некоторое время температура в мяче и температура в комнате выравниваются. Давление же воздуха в мяче всё равно будто больше, чем в комнате.

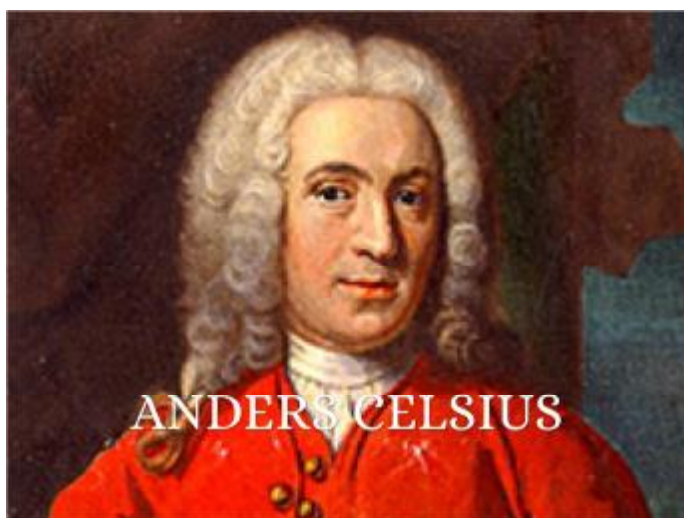
При одинаковых температурах двух тел между ними не происходит теплообмена. Если же температуры тел различны, то при установлении между ними теплового контакта будет происходить обмен энергией. При этом опыт учит, что тело с большей температурой будет отдавать энергию телу с меньшей температурой. Разность температур тел указывает направление теплообмена между ними - от более нагретого тела к менее нагретому.

Для измерения температуры можно воспользоваться изменением любой макроскопической величины в зависимости от температуры: объёма, давления, электрического сопротивления и т.д.

Чаще всего на практике используют зависимость объёма жидкости (ртути или спирта) от температуры. при градуировке термометра обычно за начало отсчёта (0) принимают температуру таящего льда; второй постоянной точкой (100) считают температуру кипения воды при нормальном атмосферном давлении (шкала Цельсия). Шкалу между точками 0 и 100 делят на 100 равных частей, называемых градусами (рис). Перемещение столбика жидкости на одно деление соответствует изменению температуры на 1°C .



Интересно: В 1742 г А Цельсий опубликовал работу с описанием стоградусной шкалы термометра, в которой температура кипения воды при нормальном атмосферном давлении была принята за 0° , а температура таяния льда - за 100° . Позже шведский биолог К. Линней "перевернул" эту шкалу, приняв за 0° температуру таяния льда. Этой шкалой мы пользуемся до сих пор, называя её шкалой Цельсия.



Андрес Цельсий (27.02.1701-25.04.1744 гг)



Карл Линней
1707—1778

Карл Линей (23.05.1707-10.01.1778)

Так как различные жидкости расширяются по разному при нагревании, то установленная таким образом шкала будет зависеть от свойств данной жидкости и расстояния на шкале между 0 и 100°C будут различны. Поэтому градусы (расстояние между двумя соседними отметками) спиртового и ртутного термометров будут разными.

Важно: было замечено, что в отличие от жидкостей все разреженные газы - водород, гелий, кислород - расширяются при нагревании одинаково и одинаково меняют своё давление при изменении температуры.

По этой причине в физике для устранения рациональной температурной шкалы используют изменение давления определённого количества разреженного газа при постоянном объёме или изменение объёма газа при постоянном давлении. Такую шкалу иногда называют идеальной газовой шкалой температур.

Интересно: при установлении идеальной газовой шкалы температур удаётся избавиться ещё от одного существенного недостатка шкалы Цельсия - произвольности выбора начала отсчёта, т.е. нулевой температуры.

В результате большого числа столкновений между молекулами устанавливается стационарное газа - состояние, при котором число молекул в заданном интервале скоростей остаётся постоянным.

Важнейшим макроскопическим параметром, характеризующим стационарное равновесное состояние любого тела является его температура.

Запомни: Температура идеального газа - физическая величина, характеризующая среднюю кинетическую энергию хаотического поступательного движения движения его молекул.

Температура - статистическая величина, характеризующая достаточно большую совокупность частиц.

Средняя кинетическая энергия хаотического поступательного движения молекул идеального

газа пропорциональна термодинамической (или абсолютной) температуре: $\frac{\overline{m_0 v^2}}{2} = \frac{3}{2} kT$, (6) где

$$k = 1,38 \cdot 10^{-23} \frac{\text{Дж}}{\text{К}}$$

- постоянная Больцмана. (Множитель 3/2 был введён для удобства, благодаря чему исчезают множители в других формулах) Единица термодинамической температуры – кельвин (К): 1К=1°C.

Термодинамическая (абсолютная) температура T связана с температурой t по шкале Цельсия соотношением $T = t^{\circ} \text{C} + 273,15$, $t^{\circ} \text{C} = T - 273,15$.

Постоянная Больцмана является коэффициентом, переводящим температуру из градусной

меры в энергетическую (Дж) и обратно $\frac{pV}{N} = kT$. Из этой формулы учитывая $n = \frac{N}{V}$, получим выражение, показывающее зависимость давления газа от концентрации молекул и температуры:

$$p = nkT$$

Отсюда следует закон Авогадро.

Закон Авогадро: в равных объёмах газов при одинаковых температурах и давлениях содержится одинаковое число молекул.

Кинетическая энергия не может быть отрицательной. Следовательно, не может быть отрицательной и термодинамическая температура. Она обращается в нуль, когда средняя кинетическая энергия молекул становится равной нулю, являясь абсолютным нижним пределом термодинамической температуры.

Запомни: Абсолютный нуль – предельная температура, при которой давление идеального газа обращается в нуль при фиксированном объёме или при которой объём идеального газа стремится к нулю при неизменном давлении.

Абсолютный нуль температуры (0 К) - температура, при которой должно прекратиться движение молекул.

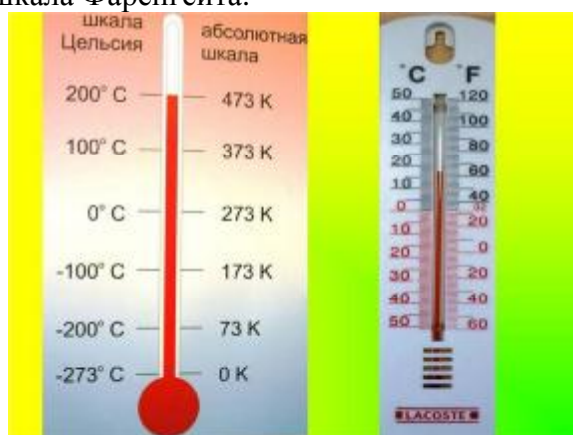
Согласно (5) при абсолютном нуле температуры средняя кинетическая энергия молекул равна нулю. Сверхнизкие температуры ($T < 120$) получают с помощью криогенной техники (от греч. kyoos - холод). Методами магнитного охлаждения удаётся получить температуру порядка милликельвина. В настоящее время удалось получить температуры порядка нанокельвина. Это одна из наиболее важных постоянных в МКТ. Из уравнения (4) вытекает связь между средней

кинетической энергией поступательного движения молекулы и температурой: $E = \frac{3}{2}kT$.

Средняя кинетическая энергия хаотического поступательного движения молекул газа пропорциональна абсолютной температуре. Чем выше температура, тем быстрее движутся молекулы. При приближении температуры к абсолютному нулю энергия теплового движения молекул приближается к нулю. Абсолютная температура есть мера средней кинетической энергии движения молекул.

Важно: изменение абсолютной температуры ΔT равно изменению температуры по шкале Цельсия Δt : $\Delta T = \Delta t$.

Наряду с термодинамической температурной шкалой на практике используют ещё одну шкалу - шкалу Фаренгейта.



Шкалы Цельсия, Кельвина и Фаренгейта

Для шкалы Фаренгейта в качестве нуля выбрана наименьшая температура, которую Фаренгейт смог получить с помощью смеси воды, льда и морской соли. В качестве верхней опорной точки Фаренгейт использовал нормальную температуру тела человека 96°F .

Явления расширения веществ при увеличении температуры используются в газовых и жидкостных термометрах. В температурных индикаторах для измерения температуры тела цвет жидких кристаллов оказывается различным при разной температуре. Измерение высоких

температур проводится оптическими методами. Существуют природные термометры - цветы. Крокусы раскрываются при повышении температуры и закрываются, когда она понижается. Они реагируют на изменение температуры на $0,5^{\circ}\text{C}$.

Интересно: В США используется шкала Фаренгейта. Точка заморзания воды по этой шкале 32°F , а точка кипения 212°F . Пересчёт температуры из шкалы Фаренгейта в шкалу Цельсия производится по формуле $t(^{\circ}\text{C}) = \frac{5}{9}(t(^{\circ}\text{F}) - 32)$

Многие процессы изменения состояния газов в природе и тепловых машинах происходят так, что один из трёх макроскопических параметров (объём, температура и давление) остаётся (или специально поддерживается) постоянным. два параметра при этом изменяются.

Запомни: Термодинамический процесс - это всякое изменение состояния газа.

Изопроцесс - процесс, при котором один из макроскопических параметров состояния данной массы газа остаётся постоянным.

Изопроцесс— это идеализированная модель реального процесса, которая только приближенно отражает действительность.

Запомни: Изотермический процесс – процесс состояния системы макроскопических тел (термодинамической системы) при постоянной температуре.

В любом состоянии с неизменной температурой произведение давления газа на его объём остаётся постоянным: $pV = \text{const}$ при $T = \text{const}$.

Для газа данной массы при постоянной температуре произведение давления газа на его объём постоянно. Этот закон экспериментально был открыт в 1660 г. английским учёным Робертом Бойлем (1627-1691 гг) и несколько позже французским ученым Эдме Мариоттом (1620-1684 гг). Поэтому он носит название **закона Бойля-Мариотта**. Закон Бойля-Мариотта справедлив обычно для любых газов, а также и для их смесей, например, для воздуха. Зависимость давления газа от объёма при постоянной температуре графически изображают кривой, которую называют **изотермой**. Изотерма изображает обратно пропорциональную зависимость между давлением и объёмом. (рис 1)

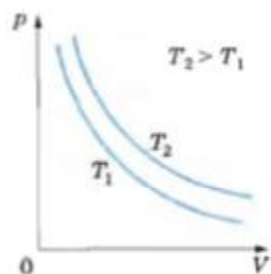


Рис 1

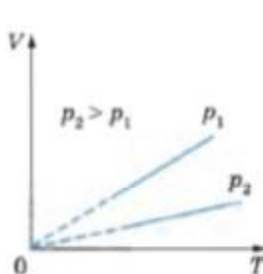


Рис 2

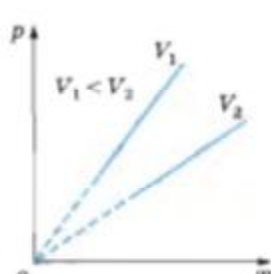


Рис 3

Важно: Различным постоянным температурам соответствуют различные параметры. При повышении температуры газа температура газа давление увеличивается, если $V = \text{const}$. Поэтому изотерма, соответствующая более высокой температуре T_2 , лежит выше изотермы, соответствующей более низкой температуре T_1 (рис 1).

Запомни: Изобарным называется процесс изменения состояния термодинамической системы при постоянном давлении.

В любом состоянии газа с неизменным давлением отношение объёма газа к его температуре остаётся постоянным: $\frac{V}{T} = \text{const}$ при $p = \text{const}$.

Для газа данной массы при постоянном давлении отношение объёма к температуре постоянно. Этот закон был установлен экспериментально в 1802 г. французским ученым Жозефом Луи Гей-Люссаком (1778-1850 гг) и носит название закона Гей-Люссака. Согласно уравнению (4) объём газа при постоянном давлении пропорционален температуре: $V = \text{const} \cdot T$. Эта зависимость графически изображается прямой, которая называется

изобарой (рис 2). Разным давлениям соответствуют разные изобары. С ростом давления объём газа по закону Бойля-Мариотта уменьшается.

Важно: Поэтому изобара, соответствующая более высокому давлению p_2 , лежит ниже изобары, соответствующей более низкому давлению p_1 .

В области низких температур все изобары идеального газа сходятся в точке $T=0$. Но это не означает, что объём реального газа обращается в нуль. Все газы при сильном охлаждении превращаются в жидкости, а к жидкости уравнение состояния идеального газа не применимо. Именно поэтому, начиная с некоторого значения температуры, зависимость объёма от температуры проводится на графике штриховой линией. В действительности таких значений температуры и давления у вещества в газообразном состоянии быть не может.

Запомни: Изохорным называется процесс изменения состояния термодинамической системы при постоянном объёме.

В любом состоянии газа с неизменным объёмом отношение давления газа к его температуре остаётся постоянным: $\frac{p}{T} = const$ при $V = const$ (7).

Для газа данной массы отношение давления к температуре постоянно, если объём не меняется. Этот газовый закон был установлен в 1787 году французским физиком Жаком Александром Сезаром Шарлем (1746-1823 гг). Согласно уравнению (6) давление газа при постоянном объёме пропорционально температуре:

$p = const \cdot T$ (8). Эта зависимость изображается прямой, называемой **изохорой** (рис3). Разным объёмам соответствуют разные изохоры. С ростом объёма газа при постоянной температуре давление его согласно закону Бойля-Мариотта падает. Поэтому

Важно: изохора, соответствующая большему объёму V_2 , лежит ниже изохоры, соответствующей меньшему объёму V_1 .

В соответствии с (8) все изохоры идеального газа начинаются в точке с $T=0$. Значит, давление идеального газа при абсолютном нуле равно нулю. Увеличение давления газа в любом сосуде или электрической лампочке при нагревании можно считать изохорным процессом. Изохорный процесс используется в газовых термометрах постоянного объёма.

5. Уравнение состояния идеального газа. Молярная газовая постоянная

На основе уравнения $p = nkT$ (8) можно получить уравнение, связывающее все три макроскопических параметра, характеризующие состояние идеального газа данной массы.

Запомни: уравнение, связывающее три макроскопических параметра давление, объём и температуру, называют **уравнением состояния идеального газа.**

Подставим в уравнение (8) выражение концентрации молекул газа $n = \frac{N}{V}$. Учитывая формулу $N = \nu N_A = N_A \frac{m}{M}$, концентрацию газа можно записать так: $n = \frac{N}{V} = \frac{1}{V} N_A \frac{m}{M}$ (9), где $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ - постоянная Авогадро, m - масса газа, M - его молярная масса. После

подстановки формулы (9) в выражение (8) будем иметь $pV = \frac{m}{M} k N_A T$ (10)

Запомни: произведение постоянной Больцмана и постоянной Авогадро называют **универсальной газовой постоянной R:**

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

Поставляя в уравнение (10) вместо $k N_A$ универсальную газовую постоянную R , получаем

$$pV = \frac{m}{M} RT \quad (11)$$

Важно: уравнение состояния идеального газа произвольной массы. Единственная величина в этом уравнении, зависящая от рода газа - это его молярная масса. Из уравнения состояния вытекает связь между объёмом, давлением и температурой идеального

газа, который может находиться в двух любых состояниях. Если индексом 1 обозначить параметры, относящиеся к первому состоянию, а индексом 2 - параметры, относящиеся ко

$$\frac{p_1 V_1}{T} = \frac{m}{M} R$$

второму состоянию, то согласно уравнению (11) для газа данной массы

$$\frac{p_2 V_2}{T} = \frac{m}{M} R$$

. Правые части этих уравнений одинаковы, следовательно, равны и левые части:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} = \text{const} \quad (12)$$

Известно, что один моль любого газа при нормальных условиях ($p_0=1 \text{ атм}=1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}$, $t=0^\circ\text{C}$ или $T=273\text{K}$) занимает объём 22,4 л. Для одного моля газа, согласно соотношению (12),

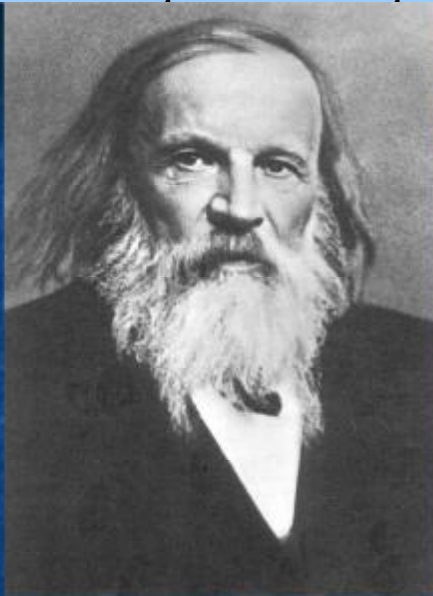
запишем:
$$\frac{pV}{T} = \frac{p_0 V_0}{T_0} = \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Па} \cdot 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3}{273\text{K}} = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{К} \cdot \text{моль}}$$

Мы получили значение универсальной газовой постоянной. Таким образом, для одного моля любого газа $\frac{pV}{T} = R$.

Запомни: уравнение состояния в форме (11) было получено великим русским учёным Д.И. Менделеевым. Его называют **уравнением Клапейрона-Менделеева**.

Уравнение состояния в форме (12) называется **уравнением Клапейрона** и представляет собой одну из форм записи уравнения состояния.

Интересно: Б Клапейрон в течение 10 лет работал в России профессором в институте путей сообщения. Вернувшись во Францию, участвовал в постройке многих дорог и составил множество проектов по постройке мостов и дорог. Его имя внесено в список величайших учёных Франции, помещённый на первом этаже Эйфелевой башни.



Б.П. Клапейрон Д.И. Менделеев

Бенуа Поль Эмиль Клапейрон Дмитрий Иванович Менделеев
(26.02.1799-28.01.1864 гг) . (08.02.1834-02.02.1907 гг)