

## Тема 2.1. Основы молекулярно-кинетической теории

Содержание учебного материала:

1. Основные положения молекулярно-кинетической теории.
2. Размеры и масса молекул и атомов.
3. Броуновское движение.
4. Строение газообразных, жидких и твердых тел.
5. Идеальный газ.
6. Давление газа.
7. Основное уравнение молекулярно-кинетической теории газов.
8. Температура и ее измерение.
9. Абсолютный нуль температуры.
10. Термодинамическая шкала температуры.
11. Температура звезд.
12. Скорости движения молекул и их измерение.
13. Уравнение состояния идеального газа.
14. Изопроцессы и их графики.
15. Газовые законы

### 1. Основные положения молекулярно-кинетической теории.

**Молекулярная физика** – раздел физики, в котором изучаются физические свойства тел в различных агрегатных состояниях на основе рассмотрения их молекулярного строения, силы взаимодействия между частицами, образующими тела и характеры теплового движения этих частиц.

Многочисленные исследования, проведенные этими учеными позволили сформулировать основные положения молекулярно-кинетической теории – МКТ.

В основу этой теории входят три положения:

1. **Все вещества состоят из отдельных частиц - молекул и атомов, в состав которых входят еще более мелкие элементарные частицы (электроны, протоны, нейтроны).** Молекулы могут состоять как из одного атома, так и из нескольких. Они очень малы. Глаз человека не способен разглядеть атомы и промежутки между ними, поэтому любое вещество кажется нам сплошным. Строение любого вещества дискретно (прерывисто). Молекулы и атомы - электрически нейтральные частицы, однако они могут приобретать дополнительный электрический заряд, то есть становиться положительным и отрицательным ионами.
2. **Все эти частицы находятся в непрерывном беспорядочном движении.** С ростом температуры скорость частиц вещества увеличивается, поэтому беспорядочное движение частиц принято называть тепловым. Это движение не зависит от внешних воздействий. Движение происходит в непредсказуемом направлении из-за столкновения молекул.
3. **Молекулы и атомы взаимодействуют друг с другом с силами, имеющими электрическую природу.** Частицы вещества одновременно и притягиваются, и отталкиваются друг от друга, и по этой причине располагаются на определенных расстояниях друг от друга.

При изучении строения вещества было установлено, что между молекулами одновременно действуют силы притяжения и отталкивания, называемые молекулярными силами. Это силы электромагнитной природы.

Способность твердых тел сопротивляться растяжению, особые свойства поверхности жидкости приводят к выводу, что между молекулами действуют силы притяжения.

Малая сжимаемость весьма плотных газов и особенно жидкостей и твердых тел означает, что между молекулами существуют силы отталкивания.

Эти силы действуют одновременно. Если бы этого не было, то тела не были бы устойчивыми: либо разлетелись бы на частицы, либо слипались.

**Межмолекулярное взаимодействие** – это взаимодействие электрически нейтральных молекул и атомов.

Силы, действующие между двумя молекулами, зависят от расстояния между ними. Молекулы представляют собой сложные пространственные структуры, содержащие как положительные, так и отрицательные заряды. Если расстояние между молекулами достаточно велико, то преобладают силы межмолекулярного притяжения. На малых расстояниях преобладают силы отталкивания. Зависимости результирующей силы  $F$  и потенциальной энергии  $E_p$  взаимодействия между молекулами от расстояния между их центрами качественно изображены на рисунке. При некотором **расстоянии**  $r = r_0$  сила взаимодействия обращается в нуль. Это расстояние условно можно принять за диаметр молекулы. Потенциальная энергия взаимодействия при  $r = r_0$  минимальна. Чтобы удалить друг от друга две молекулы, находящиеся на расстоянии  $r_0$ , нужно сообщить им дополнительную энергию  $E_0$ . Величина  $E_0$  называется глубиной потенциальной ямы или энергией связи.

## 2. Размеры и масса молекул и атомов.

Большинство веществ состоит из молекул, поэтому для объяснения свойств макроскопических объектов, объяснения и предсказания явлений важно знать основные характеристики молекул.

**Молекулой** называют наименьшую устойчивую частицу данного вещества, обладающую его основными химическими свойствами.

Молекула состоит из ещё более мелких частиц – атомов, которые в свою очередь, состоят из электронов и ядер.

**Атомом** называют наименьшую частицу данного химического элемента.

**Размеры молекул** очень малы.

Порядок величины диаметра молекулы  $1 \cdot 10^{-8} \text{ см} = 1 \cdot 10^{-10} \text{ м}$

Порядок величины объёма молекулы  $1 \cdot 10^{-20} \text{ м}^3$

О том что размеры молекул малы можно судить и из опыта. В 1 л ( $\text{м}^3$ ) чистой воды разведем  $1 \text{ м}^3$  зеленых чернил, тете разбавим чернила в 1 000 000 раз. Увидим, что раствор имеет зеленую окраску и вместе с тем однороден. Это говорит о том, что даже при разбавлении в 1 000 000 раз в воде находится большое количество молекул красящего вещества. Этот опыт показывает, как малы размеры молекул.

В  $1 \text{ см}^3$  воды содержится  $3,7 \cdot 10^8$  молекул.

Порядок величины массы молекул  $1 \cdot 10^{-23} \text{ г} = 1 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$

В молекулярной физике принято характеризовать массы атомов и молекул не их абсолютными значениями (в кг), а относительными безразмерными величинами относительной атомной массой и относительной молекулярной массой.

По международному соглашению в качестве единичной атомной массы  $m_0$  принимается  $1/12$  массы изотопа углерода  $^{12}\text{C}$  ( $m_{0\text{C}}$ ):

$$m_0 = 1/12 m_{0\text{C}} = 1,66 \cdot 10^{-27}$$

**Относительную молекулярную массу** можно определить, если абсолютное значение массы молекулы ( $m_{\text{мол}}$  в кг) разделить на единичную атомную массу.

$$M_0 = m_{\text{мол}} / 1/12 m_{0\text{C}}$$

Относительная молекулярная (атомарная) масса вещества (из таблицы Менделеева)

$$^{14}_7\text{N} \text{ Азот } M_{0\text{N}} = 14 \quad M_{0\text{N}_2} = 28$$

Относительное число атомов или молекул, содержащихся в веществе характеризуется физической величиной, называемой количеством вещества.

**Количество вещества**  $\nu$  – это отношение числа молекул (атомов)  $N$  в данном макроскопическом теле к числу молекул в  $0,012 \text{ кг}$  углерода  $N_A$

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

Количество вещества выражают в молях

**Один моль** – это количество вещества, в котором столько же молекул (атомов), сколько атомов содержится в 0,012 кг углерода.

Моль любого вещества содержит одинаковое число молекул. Это число называют **постоянной Авогадро**  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$

Масса одного моля вещества называется **молярной массой**.

$$M = m_0 \cdot N_A$$

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

Число молекул в данной массе вещества:

Масса вещества (любого количества вещества):  $m = m_0 \cdot N = \nu \cdot N_A \cdot m_0 = \nu \cdot M$

Определение молярной массы:  $M = M_0 \cdot 10^{-3} \text{ кг / моль}$

### 3. Броуновское движение.

**Броуновское движение** - тепловое движение мельчайших частиц, взвешенных в жидкости или газе.

Оно было открыто английским ботаником Р. Броуном (1827 г.). В 1827 году англ. ботаник Броун, изучая внутреннее строение растений с помощью микроскопа обнаружил, что частички твердого вещества в жидкой среде совершают непрерывное хаотическое движение.

Броуновские частицы движутся под влиянием беспорядочных ударов молекул. Из-за хаотического теплового движения молекул эти удары никогда не уравновешивают друг друга. В результате скорость броуновской частицы беспорядочно меняется по модулю и направлению, а ее траектория представляет собой сложную зигзагообразную кривую. Теория броуновского движения была создана А. Эйнштейном (1905 г.). Экспериментально теория Эйнштейна была подтверждена в опытах французского физика Ж. Перрена (1908–1911 гг.).

Причиной броуновского движения является непрерывное хаотическое движение молекул жидкости или газа, которые, беспорядочно ударяясь со всех сторон о частичку, приводят её в движение. Причина броуновского движения частицы в том, что удары молекул о неё не компенсируются. Значит броуновское движение является еще и опытным обоснованием 2 положения МКТ.

Непрерывное движение молекул любого вещества (твердого, жидкого, газообразного) подтверждается многочисленными опытами по диффузии.

**Диффузия** - явление проникновение молекул одного вещества в промежутки между молекулами другого, т.е. это самопроизвольное перемешивание веществ. Чем выше температура, тем быстрее происходит диффузия.

Третье положение молекулярно-кинетической теории будет доказываться существованием макроскопических тел.

Если пахучее вещество (духи) внести в помещение, то через некоторое время запах этого вещества распространится по всему помещению. Это свидетельствует о том, что молекулы одного вещества без воздействия внешних сил проникают в другое. Диффузия наблюдается и в жидкостях, и в твердых телах.

### 4. Строение газообразных, жидких и твердых тел.

Силы взаимодействия частиц у разных веществ различны. Этим объясняются различия многих свойств веществ, например их агрегатное состояние. Действие молекулярных сил возможно лишь на очень малых расстояниях, сравнимых с размерами самих частиц вещества. Гравитационным взаимодействием между этими частицами можно пренебречь.

Как известно, многие вещества в природе могут находиться в трех агрегатных состояниях: **твердом, жидком и газообразном.**

Значит, агрегатное состояние вещества зависит от взаимного расположения молекул, расстояния между ними, сил взаимодействия между ними и характера их движения.

Сильнее всего проявляется взаимодействие частиц вещества в твердом состоянии. Расстояние между молекулами примерно равно их собственным размерам. Это приводит к достаточно сильному взаимодействию, что практически лишает частицы возможности двигаться: они колеблются около некоторого положения равновесия. Они сохраняют форму и объем.

Свойства жидкостей также объясняются их строением. Частицы вещества в жидкостях взаимодействуют менее интенсивно, чем в твердых телах, и поэтому могут скачками менять свое местоположение – жидкости не сохраняют свою форму – они текучи. Жидкости сохраняют объем.

Газ представляет собой собрание молекул, беспорядочно движущихся по всем направлениям независимо друг от друга. Газы не имеют собственной формы, занимают весь предоставляемый им объем и легко сжимаются.

Существует еще одно состояние вещества – плазма. Плазма - частично или полностью ионизованный газ, в котором плотности положительных и отрицательных зарядов практически одинаковы. При достаточно сильном нагревании любое вещество испаряется, превращаясь в газ. Если увеличивать температуру и дальше, резко усилится процесс термической ионизации, т. е. молекулы газа начнут распадаться на составляющие их атомы, которые затем превращаются в ионы.

### **5. Идеальный газ.**

Для выяснения закономерностей, которым подчиняется поведение вещества в газообразном состоянии, рассматривается идеализированная модель реальных газов – идеальный газ. Это такой газ, молекулы которого рассматриваются как материальные точки, не взаимодействующие друг с другом на расстоянии, но взаимодействующие друг с другом и со стенками сосуда при столкновениях.

**Идеальный газ** – это газ, взаимодействие между молекулами которого пренебрежимо мало. ( $E_k \gg E_p$ )

Идеальный газ – это модель, придуманная учеными для познания газов, которые мы наблюдаем в природе реально. Она может описывать не любой газ. Не применима, когда газ сильно сжат, когда газ переходит в жидкое состояние. Реальные газы ведут себя как идеальный, когда среднее расстояние между молекулами во много раз больше их размеров, т.е. при достаточно больших разрежениях.

Свойства идеального газа:

1. расстояние между молекулами много больше размеров молекул;
2. молекулы газа очень малы и представляют собой упругие шары;
3. силы притяжения стремятся к нулю;
4. взаимодействия между молекулами газа происходят только при соударениях, а соударения считаются абсолютно упругими;
5. молекулы этого газа двигаются беспорядочно;
6. движение молекул по законам Ньютона.

Состояние некоторой массы газообразного вещества характеризуют зависимыми друг от друга физическими величинами, называемыми **параметрами состояния**. К ним относятся **объем V, давление p и температура T.**

**Объем газа** обозначается **V**. Объем газа всегда совпадает с объемом того сосуда, который он занимает. Единица объема в СИ м<sup>3</sup>.

### **6. Давление газа.**

**Давление** – физическая величина, равная отношению силы **F**, действующей на элемент поверхности перпендикулярно к ней, к площади **S** этого элемента.

$$p = F/S$$

Единица давления в СИ *паскаль* [Па]

До настоящего времени употребляются внесистемные единицы давления:

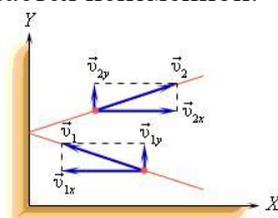
- *техническая атмосфера* 1 ат = 9,81–104 Па;
- *физическая атмосфера* 1 атм = 1,013–105 Па;
- *миллиметры ртутного столба* 1 мм рт. ст. = 133 Па;
- 1 атм = = 760 мм рт. ст. = 1013 гПа.

Как возникает давление газа? Каждая молекула газа, ударяясь о стенку сосуда, в котором она находится, в течение малого промежутка времени действует на стенку с определенной силой. В результате беспорядочных ударов о стенку сила со стороны всех молекул на единицу площади стенки быстро меняется со временем относительно некоторой (средней) величины.

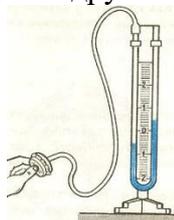
**Давление газа возникает в результате беспорядочных ударов молекул о стенки сосуда, в котором находится газ.**

Используя модель идеального газа, можно вычислить **давление газа на стенку сосуда**.

В процессе взаимодействия молекулы со стенкой сосуда между ними возникают силы, подчиняющиеся третьему закону Ньютона. В результате проекция  $v_x$  скорости молекулы, перпендикулярная стенке, изменяет свой знак на противоположный, а проекция  $v_y$  скорости, параллельная стенке, остается неизменной.

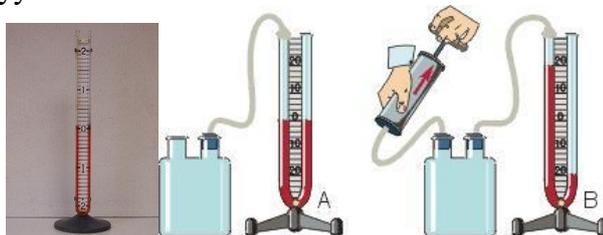


Приборы, измеряющие давление, называют **манометрами**. Манометры фиксируют среднюю по времени силу давления, приходящуюся на единицу площади его чувствительного элемента (мембраны) или другого приемника давления.



**Жидкостные манометры:**

1. открытый – для измерения небольших давлений выше атмосферного
2. закрытый - для измерения небольших давлений ниже атмосферного, т.е. небольшого вакуума

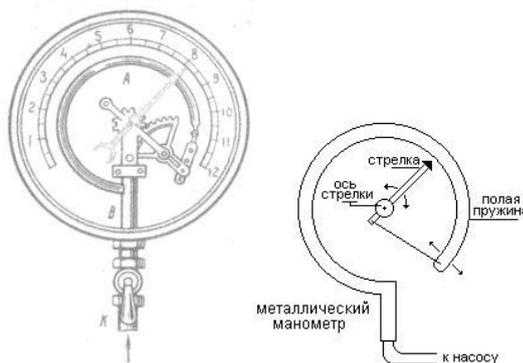


**Металлический манометр** – для измерения больших давлений.



Основной его частью является изогнутая трубка А, открытый конец которой припаян к трубке В, через которую поступает газ, а закрытый – соединен со стрелкой. Газ поступает через кран и трубку В в трубку А и разгибает её. Свободный конец трубки, перемещаясь,

приводит в движение передающий механизм и стрелку. Шкала градуирована в единицах давления.



## 7. Основное уравнение молекулярно-кинетической теории газов.

**Основное уравнение МКТ:** *давление идеального газа пропорционально произведению массы молекулы, концентрации молекул и среднему квадрату скорости движения молекул*

$$p = 1/3 \cdot m_0 \cdot n \cdot v^2$$

$m_0$  - масса одной молекулы газа;

$n = N/V$  – число молекул в единице объема, или концентрация молекул;

$v^2$  - средняя квадратичная скорость движения молекул.

Так как средняя кинетическая энергия поступательного движения молекул  $E = m_0 \cdot v^2/2$ , то домножив основное уравнение МКТ на 2, получим  $p = 2/3 \cdot n \cdot (m_0 \cdot v^2)/2 = 2/3 \cdot E \cdot n$

$$p = 2/3 \cdot E \cdot n$$

*Давление газа равно 2/3 от средней кинетической энергии поступательного движения молекул, которые содержатся в единичном объеме газа.*

Так как  $m_0 \cdot n = m_0 \cdot N/V = m/V = \rho$ , где  $\rho$  – плотность газа, то имеем  $p = 1/3 \cdot \rho \cdot v^2$

**Объединенный газовый закон.**

*Макроскопические величины, однозначно характеризующие состояние газа, называют термодинамическими параметрами газа.*

*Важнейшими термодинамическими параметрами газа являются его объем **V**, давление **p** и температура **T**.*

*Всякое изменение состояния газа называется термодинамическим процессом.*

*В любом термодинамическом процессе изменяются параметры газа, определяющие его состояние.*

*Соотношение между значениями тех или иных параметров в начале и конце процесса называется газовым законом.*

*Газовый закон, выражающий связь между всеми тремя параметрами газа называется объединенным газовым законом.*

$$p = nkT$$

Соотношение  $p = nkT$  связывающее давление газа с его температурой и концентрацией молекул, получено для модели идеального газа, молекулы которого взаимодействуют между собой и со стенками сосуда только во время упругих столкновений. Это соотношение может быть записано в другой форме, устанавливающей связь между макроскопическими параметрами газа – объемом  $V$ , давлением  $p$ , температурой  $T$  и количеством вещества  $\nu$ . Для этого нужно использовать равенства

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

где  $n$  – концентрация молекул,  $N$  – общее число молекул,  $V$  – объем газа

Тогда получим  $p = \frac{N}{V} kT$  или  $p \frac{V}{T} = Nk$

Так как при постоянной массе газа  $N$  остается неизменным, то  $Nk$  – постоянное число, значит

$$\frac{pV}{T} = const$$

При постоянной массе газа произведение объема на давление, деленное на абсолютную температуру газа, есть величина одинаковая для всех состояний этой массы газа.

Уравнение, устанавливающее связь между давлением, объемом и температурой газа было получено в середине XIX века французским физиком Б. Клапейроном и часто его называют **уравнением Клапейрона**.

Уравнение Клапейрона можно записать в другой форме.

$$p = nkT,$$

учитывая, что

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

Здесь  $N$  – число молекул в сосуде,  $\nu$  – количество вещества,  $N_A$  – постоянная Авогадро,  $m$  – масса газа в сосуде,  $M$  – молярная масса газа. В итоге получим:

$$pV = \nu N_A kT = \frac{m}{M} N_A kT.$$

*Произведение постоянной Авогадро  $N_A$  на постоянную Больцмана  $k$  называется **универсальной (молярной) газовой постоянной** и обозначается буквой  $R$ .*

Ее численное значение в СИ  $R = 8,31$  Дж/моль·К

## **8. Температура и ее измерение.**

Понятие температуры – одно из важнейших в молекулярной физике.

**Температура** — это физическая величина, которая характеризует степень нагретости тел.

*Беспорядочное хаотическое движение молекул называется **тепловым движением**.*

Кинетическая энергия теплового движения растет с возрастанием температуры. При низких температурах средняя кинетическая энергия молекулы может оказаться небольшой. В этом случае молекулы конденсируются в жидкое или твердое вещество; при этом среднее расстояние между молекулами будет приблизительно равно диаметру молекулы. При повышении температуры средняя кинетическая энергия молекулы становится больше, молекулы разлетаются, и образуется газообразное вещество.

Понятие температуры тесно связано с понятием теплового равновесия. Тела, находящиеся в контакте друг с другом, могут обмениваться энергией. *Энергия, передаваемая одним телом другому при тепловом контакте, называется **количеством теплоты**.*

Рассмотрим пример. Если положить нагретый металл на лед, то лед начнет плавиться, а металл – охлаждаться до тех пор, пока температуры тел не станут одинаковыми. При контакте между двумя телами разной температуры происходит теплообмен, в результате которого энергия металла уменьшается, а энергия льда увеличивается.

*Энергия при теплообмене всегда передается от тела с более высокой температурой к телу с более низкой температурой.* В конце концов, наступает состояние системы тел, при котором теплообмен между телами системы будет отсутствовать. Такое состояние называют **тепловым равновесием**.

**Тепловое равновесие** – это такое состояние системы тел, находящихся в тепловом контакте, при котором не происходит теплопередачи от одного тела к другому, и все макроскопические параметры тел остаются неизменными.

**Температура** – это физический параметр, одинаковый для всех тел, находящихся в тепловом равновесии. Возможность введения понятия температуры следует из опыта и носит название нулевого закона термодинамики.

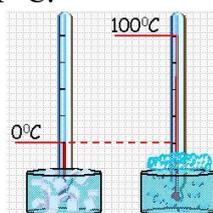
**Тела, находящиеся в тепловом равновесии, имеют одинаковые температуры.**

Для измерения температур чаще всего используют свойство жидкости изменять объем при нагревании (и охлаждении).

*Прибор, с помощью которого измеряется температура, называется термометр.*

Для создания термометра необходимо выбрать термометрическое вещество (например, ртуть, спирт) и термометрическую величину, характеризующую свойство вещества (например, длина ртутного или спиртового столбика). В различных конструкциях термометров используются разнообразные физические свойства вещества (например, изменение линейных размеров твердых тел или изменение электрического сопротивления проводников при нагревании). Термометры должны быть откалиброваны. Для этого их приводят в тепловой контакт с телами, температуры которых считаются заданными. Чаще всего используют простые природные системы, в которых температура остается неизменной, несмотря на теплообмен с окружающей средой – это смесь льда и воды и смесь воды и пара при кипении при нормальном атмосферном давлении.

Обыкновенный **жидкостный термометр** состоит из небольшого стеклянного резервуара, к которому присоединена стеклянная трубка с узким внутренним каналом. Резервуар и часть трубки наполнены ртутью. Температуру среды, в которую погружен термометр определяют по положению верхнего уровня ртути в трубке. Деления на шкале условились наносить следующим образом. Цифру 0 ставят в том месте шкалы, где устанавливается уровень столбика жидкости, когда термометр опущен в тающий снег (лед), цифру 100 – в том месте, где устанавливается уровень столбика жидкости, когда термометр погружен в пары воды, кипящей при нормальном давлении ( $10^5$  Па). Расстояние между этими отметками делят на 100 равных частей, называемых градусами. Такой способ деления шкалы введен Цельсием. Градус по шкале Цельсия обозначают  $^{\circ}\text{C}$ .



По температурной **шкале Цельсия** точке плавления льда приписывается температура  $0^{\circ}\text{C}$ , а точке кипения воды –  $100^{\circ}\text{C}$ . Изменение длины столба жидкости в капиллярах термометра на одну сотую длины между отметками  $0^{\circ}\text{C}$  и  $100^{\circ}\text{C}$  принимается равным  $1^{\circ}\text{C}$ .

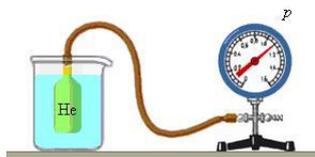
В ряде стран (США) широко используется **шкала Фаренгейта** ( $T_F$ ), в которой температура замерзающей воды принимается равной  $32^{\circ}\text{F}$ , а температура кипения воды равной  $212^{\circ}\text{F}$ . Следовательно,

$$T_F = \frac{9}{5}T_C + 32^{\circ} \text{ или } T_C = \frac{5}{9}(T_F - 32^{\circ}).$$

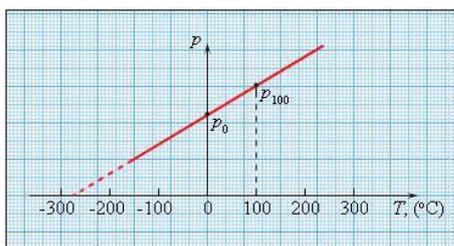
**Ртутные термометры** применяют для измерения температуры в области от  $-30^{\circ}\text{C}$  до  $+800^{\circ}\text{C}$ . Наряду с **жидкостными** ртутными и спиртовыми термометрами применяются **электрические** и **газовые** термометры.

**Электрический термометр – термосопротивление** – в нем используется зависимость сопротивления металла от температуры.

Особое место в физике занимают **газовые термометры**, в которых термометрическим веществом является разреженный газ (гелий, воздух) в сосуде неизменного объема ( $V = \text{const}$ ), а термометрической величиной – давление газа  $p$ . Опыт показывает, что давление газа (при  $V = \text{const}$ ) растет с ростом температуры, измеренной по шкале Цельсия.



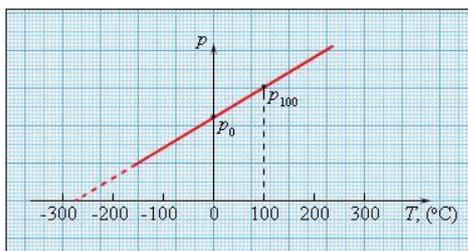
**Чтобы** проградуировать газовый термометр постоянного объема, можно измерить давление при двух значениях температуры (например,  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$  и  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ ), нанести точки  $p_0$  и  $p_{100}$  на график, а затем провести между ними прямую линию. Используя полученный таким образом калибровочный график, можно определять температуры, соответствующие другим значениям давления.



Газовые термометры громоздки и неудобны для практического применения: они используются в качестве прецизионного стандарта для калибровки других термометров. Показания термометров, заполненных различными термометрическими телами, обычно несколько различаются. Чтобы точное определение температуры не зависело от вещества, заполняющего термометр, вводится *термодинамическая шкала температур*. Чтобы её ввести, рассмотрим, как зависит давление газа от температуры, когда его масса и объём остаются постоянными.

### 9. Абсолютный нуль температуры.

Возьмем закрытый сосуд с газом, и будем нагревать его, первоначально поместив в тающий лед. Температуру газа  $t$  определим с помощью термометра, а давление  $p$  манометром. С увеличением температуры газа его давление будет возрастать. Такую зависимость нашел французский физик Шарль. График зависимости  $p$  от  $t$ , построенный на основании такого опыта, имеет вид прямой линии.



Если продолжить график в область низких давлений, можно определить некоторую «гипотетическую» температуру, при которой давление газа стало бы равным нулю. Опыт показывает, что эта температура равна  $-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$  и не зависит от свойств газа. Невозможно на опыте получить путем охлаждения газ в состоянии с нулевым давлением, так как при очень низких температурах все газы переходят в жидкие или твердые состояния. Давление идеального газа определяется ударами хаотически движущихся молекул о стенки сосуда. Значит, уменьшение давления при охлаждении газа объясняется уменьшением средней энергии поступательного движения молекул газа  $E$ ; давление газа будет равно нулю, когда станет равна нулю энергия поступательного движения молекул.

Английский физик У. Кельвин (Томсон) выдвинул идею о том, что полученное значение абсолютного нуля соответствует прекращению поступательного движения молекул всех веществ. *Температуры ниже абсолютного нуля в природе быть не может. Это предельная температура при которой давление идеального газа равно нулю.*

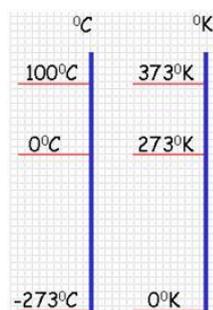
*Температуру, при которой должно прекратиться поступательное движение молекул, называют абсолютным нулем (или нулем Кельвина).*

### 10. Термодинамическая шкала температуры.

Кельвин в 1848 г. предложил использовать точку нулевого давления газа для построения новой температурной шкалы – **термодинамической шкалы температур (шкала Кельвина)**. За начало отсчета по этой шкале принята температура абсолютного нуля.

В системе СИ принято единицу измерения температуры по шкале Кельвина называть **кельвином** и обозначать буквой К.

Размер градуса кельвина определяют так, чтобы он совпадал с градусом Цельсия, т.е. *1К соответствует 1°C*.



Температура, отсчитанная по термодинамической шкале температур, обозначается Т. Её называют **абсолютной температурой** или **термодинамической температурой**.

Температурная шкала Кельвина называется **абсолютной шкалой температур**. Она оказывается наиболее удобной при построении физических теорий.

Кроме точки нулевого давления газа, которая называется **абсолютным нулем температуры**, достаточно принять еще одну фиксированную опорную точку. В шкале Кельвина в качестве такой точки используется **температура тройной точки воды** (0,01 °С), в которой в тепловом равновесии находятся все три фазы – лед, вода и пар. По шкале Кельвина температура тройной точки принимается равной 273,16 К.

**Связь между абсолютной температурой и температурой по шкале Цельсия** выражается формулой  $T = 273,16 + t$ , где t – температура в градусах Цельсия.

Чаще пользуются приближенной формулой  $T = 273 + t$  и  $t = T - 273$

Абсолютная температура не может быть отрицательной.

*Температура газа – мера средней кинетической энергии движения молекул.*

В опытах Шарлем была найдена зависимость p от t. Эта же зависимость будет и между p и T: т.е. *между p и T прямопропорциональная зависимость*.

С одной стороны, давление газа прямопропорционально его температуре, с другой стороны, мы уже знаем, что давление газа прямопропорционально средней кинетической энергии поступательного движения молекул E ( $p = 2/3 \cdot E \cdot n$ ).

Значит, E прямопропорциональна T.

Немецкий ученый Больцман предложил ввести коэффициент пропорциональности (3/2)k в зависимость E от T

$$E = (3/2)kT$$

Из этой формулы следует, что *среднее значение кинетической энергии поступательного движения молекул не зависит от природы газа, а определяется только его температурой*.

Так как  $E = m \cdot v^2 / 2$ , то  $m \cdot v^2 / 2 = (3/2)kT$

откуда средняя квадратичная скорость молекул газа

$$v = \sqrt{\frac{3 \cdot k \cdot T}{m}}$$

Постоянная величина k называется **постоянная Больцмана**.

В СИ она имеет значение  $k = 1,38 \cdot 10^{-23}$  Дж/К

Если подставить значение E в формулу  $p = 2/3 \cdot E \cdot n$ , то получим  $p = 2/3 \cdot (3/2)kT \cdot n$ , сократив, получим  $p = n \cdot k \cdot T$

*Давление газа не зависит от его природы, а определяется только концентрацией молекул n и температурой газа T.*

Соотношение  $p = 2/3 \cdot E \cdot n$  устанавливает связь между микроскопическими (значения определяются с помощью расчетов) и макроскопическими (значения можно определить по показаниям приборов) параметрами газа, поэтому его принято называть **основным уравнением молекулярно – кинетической теории газов**.

## 11. Температура звезд.

Спектральный класс звезды	Эффективная температура фотосферы, К	Цвет звезды
O	26000 – 35 000	Голубой
B	12 000 – 25 000	Бело – голубой
A	8 000 – 11 000	Белый
F	6200 – 7900	Желто – белый
G	5000 – 6100	Желтый
K	3500 – 4900	Оранжевый
M	2600 – 3400	Красный

Обозначение	Цвет	Температура, К	Типичные звезды
O	Голубой	30000 – 60 000	Беллатрикс ( $\gamma$ – Ориона)
B	Голубовато – белый	10 000 – 30 000	Регул ( $\alpha$ – Льва)
A	Белый	7 500 – 10 000	Сирius
F	Желтовато – белый	6000 – 7500	Альгаир ( $\alpha$ – Орла)
G	Желтый	5000 – 6000	Солнце
K	Оранжевый	3500 – 5000	Альдебаран ( $\alpha$ – Тельца)
M	Красный	2000 – 3500	Бетельгейзе ( $\alpha$ – Ориона)

Соответствие температуры и цвета звезды спектральному классу

## 12. Скорости движения молекул и их измерение.

Большие скорости молекул, предсказываемые [молекулярно-кинетической теорией](#), казались многим ученым неправдоподобными, что было одним из главных возражений против этой теории. Например, приводили такой довод: запахи в воздухе распространяются со значительно меньшей скоростью, а ведь запахи тоже переносятся молекулами! «Разгадка», как мы знаем, состоит в том, что движение молекул вследствие частых столкновений носит *хаотический* характер: траектория движения каждой молекулы — чрезвычайно запутанная ломаная линия. Именно по этой причине среднее смещение молекулы в любом направлении в тысячи раз меньше того расстояния, которое она могла бы пройти, летя с той же скоростью в одном и том же направлении.

Одно из первых измерений скоростей молекул было выполнено в начале 20-го века немецким физиком [Штерном](#). Вот как был поставлен этот опыт.

Платиновая проволока, покрытая тонким слоем серебра, располагалась вдоль общей оси двух жестко соединенных цилиндров **A** и **B** (рис.). Проволоку нагревали электрическим током. Атомы серебра, испаряясь с поверхности проволоки и пролетая через узкую щель в цилиндре **A**, осаждались в виде узкой светлой полосы 1 на внутренней поверхности цилиндра **B**.

Затем соединенные цилиндры приводили в быстрое вращение вокруг оси (на рисунке — по часовой стрелке). При этом полоса 1 смещалась и расширялась, превращаясь в полосу 2 (см. рисунок). Смещение полосы обусловлено тем, что за то время, пока атомы серебра пролетают от цилиндра **A** до цилиндра **B**, эти цилиндры вследствие вращения поворачиваются на некоторый угол. Зная радиусы цилиндров и частоту их вращения, можно по величине смещения полосы рассчитать скорость атомов серебра. Расширение же полосы обусловлено тем, что при «тепловом» движении атомы движутся с различными скоростями.

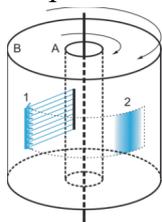


Рис. Схема опыта Штерна по измерению скоростей молекул.

Результаты опыта Штерна подтвердили предсказания молекулярно-кинетической теории.

### 13. Уравнение состояния идеального газа.

Уравнение состояния идеального газа (иногда уравнение Менделеева — Клапейрона) — формула, устанавливающая зависимость между давлением, молярным объёмом и абсолютной температурой идеального газа. Уравнение имеет вид:

$$pV = \nu RT,$$

где

$p$  – давление,

$V$  - объём газа

$\nu$  - количество вещества в молях

$R$  - универсальная газовая постоянная,  $R \approx 8,314$  Дж/(моль.К)

$T$  - термодинамическая температура в Кельвинах, К

Соотношение

$$pV = \nu RT = \frac{m}{M}RT$$

называется **уравнением состояния идеального газа**.

$m$  – масса,  $M$  - молярная масса, (так как количества вещества  $\nu = m/M$ ):

или в виде

$$p = nkT$$

где  $n = N/V$  – концентрация частиц (атомов и молекул),  $N$  – количество частиц,  $k = R/N_A$  – постоянная Больцмана.

В полученной нами форме оно было впервые записано Д. И. Менделеевым. Поэтому уравнение (закона) состояния газа называется **уравнением Клапейрона–Менделеева**.

Уравнение, выведенное Клапейроном, содержало некую неуниверсальную газовую постоянную  $r$ , значение которой необходимо было измерять для каждого газа и для одного моля любого газа это соотношение принимает вид:  **$pV = RT$**

Установим **физический смысл молярной газовой постоянной**. Предположим, что в некотором цилиндре под поршнем при температуре  $T$  находится 1 моль газа, объём которого  $V$ . Если нагреть газ изобарно (при постоянном давлении) на 1 К, то поршень поднимется на высоту  $\Delta h$ , а объём газа увеличится на  $\Delta V$ .

Запишем уравнение  **$pV = RT$**  для нагретого газа:  $p(V + \Delta V) = R(T + 1)$

и вычтем из этого равенства уравнение  $pV = RT$ , соответствующее состоянию газа до нагревания. Получим  $p\Delta V = R$

$\Delta V = S\Delta h$ , где  $S$  – площадь основания цилиндра. Подставим в полученное уравнение:

$$pS\Delta h = R$$

$pS = F$  – сила давления.

Получим  $F\Delta h = R$ , а произведение силы на перемещение поршня  $F\Delta h = A$  – работа по перемещению поршня, совершаемая этой силой против внешних сил при расширении газа. Таким образом,  **$R = A$** .

**Универсальная (молярная) газовая постоянная численно равна работе, которую совершает 1 моль газа при изобарном нагревании его на 1 К.**

### 14. Изопроцессы и их графики.

Изопроцессы в МКТ — это процессы, протекающие в газах с каким-нибудь неизменным параметром. Для начала мы рассмотрим газ, у которого постоянная масса и химический состав. То есть в газе не меняется количество вещества  $\nu$ . В этом случае мы можем упростить уравнение Менделеева-Клапейрона.

$$pV = \nu RT$$

$$\frac{pV}{T} = \nu R$$

$$\frac{pV}{T} = \text{const}$$

Я не буду углубляться в названия газовых законов, вы это прочтете в учебниках. Займемся чистой математикой

Итак, у нас есть некий газ *постоянной* массы. Основные характеристики его состояния определяются  $\frac{pV}{T} = \text{const}$ . То есть, если мы будем на этот газ как-то воздействовать, меняя его характеристики, то

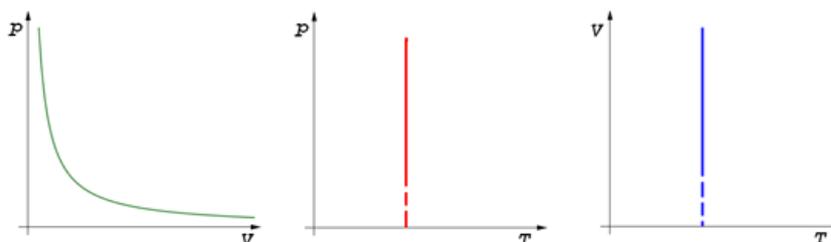
$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} = \text{const}$$

Получается, что все три его характеристики связаны. Но можно рассмотреть случаи, когда один из этих компонентов не меняется. это и будут изопроцессы. Посмотрим, как будут выглядеть графики изопроцессов в осях  $p(V)$ ,  $p(T)$ ,  $V(T)$ .

• **Изотермический процесс.** Это процесс, протекающий без изменения температуры.

И если  $T = \text{const}$ , то  $\frac{pV}{T} = \text{const}$  превращается в  $pV = \text{const}$

И мы можем записать  $pV = k \Rightarrow p = \frac{k}{V}$ . А это — *гипербола*  $y = \frac{k}{x}$ . Два других графика — просто прямые, перпендикулярные оси  $T$ , так как температура не меняется.

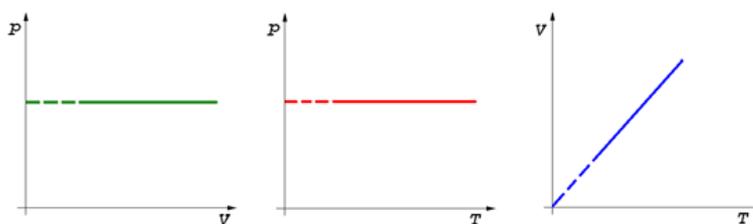


• **Изобарный процесс.** Это процесс, протекающий при постоянном давлении. И если

$p = \text{const}$ , то  $\frac{pV}{T} = \text{const}$  превращается в

$$\frac{V}{T} = \text{const},$$

записываем:  $\frac{V}{T} = k \Rightarrow V = kT$ . А это — линейная функция  $y = kx$ , которая начинается из 0, и это — важно! Два других графика — прямые, параллельные осям.

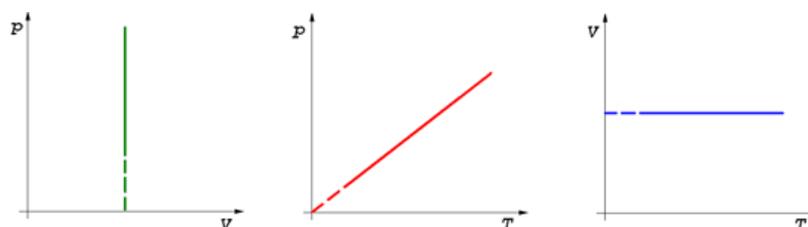


• **Изохорный процесс.** Этот процесс протекает при постоянном объеме. Если  $V =$

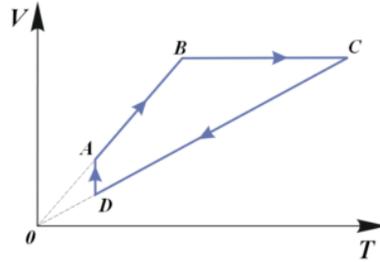
$\text{const}$ , то  $\frac{pV}{T} = \text{const}$  превращается в

$$\frac{p}{T} = \text{const},$$

и мы можем записать  $\frac{p}{T} = k \Rightarrow p = kT$ . То есть у нас опять линейная функция!



Теперь рассмотрим график конкретного циклического процесса, представленного на рисунке в координатах  $V-T$ :



**AB:** Изобара

$$P = const; V \uparrow; T \uparrow$$

**BC:** Изохора

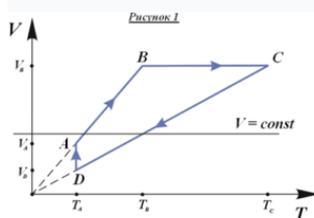
$$V = const; T \uparrow \Rightarrow P \uparrow$$

**CD:** Изобара

$$P = const; T \downarrow \Rightarrow V \downarrow.$$

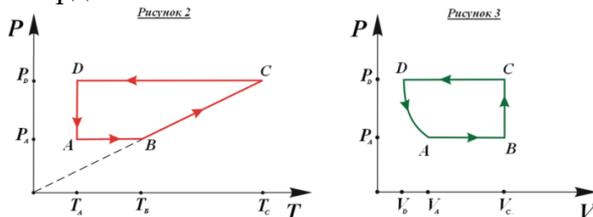
**DA:** Изотерма

$$T = const; V \uparrow \Rightarrow P \downarrow$$



Стрелки заменяют слова «увеличивается» и «уменьшается». Отсюда можно смело говорить, что изобара АВ соответствует меньшему давлению, чем изобара CD. Тот же вывод можно сделать, если провести на графике изохору, как показано на рисунке1. При постоянном объеме большей температуре соответствует большее давление.

А теперь можно построить этот же циклический процесс на графиках с другими координатами.



Обратите внимание, что значения в эти графики из *риунка1* можно перенести только на оси температуры и объема. Значения для давления произвольные, но... **BC** — *изохора*, следовательно, прямая, ей соответствующая, **обязательно** должна начинаться в нуле в осях **P-T!** В осях **P-V** *изотерма* DA — кривая (гипербола)

### 15. Газовые законы

В данной лекции рассматриваются основные газовые законы, включая закон Бойля, закон Шарля и закон Гей-Люссака, а также идеальный газовый закон, их применение и значение в физике.

#### Закон Бойля

Закон Бойля, также известный как закон Мариотта, описывает зависимость между давлением и объемом газа при постоянной температуре. Он был открыт и сформулирован Робертом Бойлем в 1662 году.

Суть закона Бойля заключается в том, что при постоянной температуре объем газа обратно пропорционален его давлению. Иными словами, если давление газа увеличивается, то его объем уменьшается, и наоборот.

Математически закон Бойля можно записать следующим образом:

$$P_1 * V_1 = P_2 * V_2$$

где  $P_1$  и  $V_1$  – начальное давление и объем газа, а  $P_2$  и  $V_2$  – конечное давление и объем газа. Закон Бойля применим только для идеальных газов, то есть газов, у которых межмолекулярные взаимодействия не играют существенной роли.

Примером применения закона Бойля может быть сжатие или расширение газа в цилиндре с подвижным поршнем. Если увеличить давление на газ, то объем газа уменьшится, и поршень сдвинется внутрь цилиндра.

### **Закон Шарля**

Закон Шарля, также известный как закон постоянного объема газа при постоянном давлении, устанавливает зависимость между объемом газа и его температурой при постоянном давлении.

Согласно закону Шарля, при постоянном давлении объем газа прямо пропорционален его температуре. Это означает, что если температура газа увеличивается, то его объем также увеличивается, и наоборот, если температура газа уменьшается, то его объем уменьшается.

Математически закон Шарля можно записать следующим образом:

$$V_1 / T_1 = V_2 / T_2$$

где  $V_1$  и  $T_1$  – начальный объем и температура газа, а  $V_2$  и  $T_2$  – конечный объем и температура газа.

Закон Шарля также применим только для идеальных газов, где межмолекулярные взаимодействия не играют существенную роль.

Примером применения закона Шарля может быть нагревание или охлаждение газа в закрытом контейнере при постоянном давлении. Если нагреть газ, то его объем увеличится, а если охладить, то объем уменьшится.

### **Закон Гей-Люссака**

Закон Гей-Люссака, также известный как закон пропорциональности объема и температуры газа, устанавливает, что при постоянном давлении объем газа прямо пропорционален его температуре.

Математически закон Гей-Люссака можно записать следующим образом:

$$V_1 / T_1 = V_2 / T_2$$

где  $V_1$  и  $T_1$  – начальный объем и температура газа, а  $V_2$  и  $T_2$  – конечный объем и температура газа.

Закон Гей-Люссака также применим только для идеальных газов, где межмолекулярные взаимодействия не играют существенную роль.

Примером применения закона Гей-Люссака может быть нагревание или охлаждение газа в закрытом контейнере при постоянном давлении. Если нагреть газ, то его объем увеличится, а если охладить, то объем уменьшится.

### **Идеальный газовый закон**

Идеальный газовый закон, также известный как уравнение состояния идеального газа, описывает поведение идеального газа в различных условиях. Идеальный газ – это гипотетический газ, в котором межмолекулярные взаимодействия отсутствуют или играют незначительную роль.

Идеальный газовый закон формулируется следующим образом:

$$PV = nRT$$

где  $P$  – давление газа,  $V$  – его объем,  $n$  – количество вещества газа (в молях),  $R$  – универсальная газовая постоянная,  $T$  – температура газа в абсолютной шкале (Кельвин).

Уравнение состояния идеального газа позволяет связать давление, объем, количество вещества и температуру газа между собой. Если известны значения трех из этих величин, то можно найти четвертую.

Универсальная газовая постоянная  $R$  имеет значение  $8,314 \text{ Дж}/(\text{моль}\cdot\text{К})$  или  $0,0821 \text{ л}\cdot\text{атм}/(\text{моль}\cdot\text{К})$  и зависит от выбранной системы единиц.

Идеальный газовый закон применим при условии, что газ находится в достаточно низком давлении и высокой температуре, чтобы межмолекулярные взаимодействия не оказывали существенного влияния на его свойства.

Идеальный газовый закон широко используется в химии и физике для решения различных задач, связанных с газами. Он позволяет предсказывать изменения давления, объема и температуры газа при изменении одной из этих величин при постоянных остальных условиях.

Закон	Описание	Формула	Свойства
Закон Бойля	Объем газа обратно пропорционален его давлению при постоянной температуре.	$P_1 * V_1 = P_2 * V_2$	При увеличении давления объем газа уменьшается и наоборот.
Закон Шарля	Объем газа прямо пропорционален его температуре при постоянном давлении.	$V_1 / T_1 = V_2 / T_2$	При повышении температуры объем газа увеличивается и наоборот.
Закон Гей-Люссака	Давление газа прямо пропорционально его температуре при постоянном объеме.	$P_1 / T_1 = P_2 / T_2$	При повышении температуры давление газа увеличивается и наоборот.
Идеальный газовый закон	Связь между давлением, объемом и температурой идеального газа.	$P * V = n * R * T$	Где $P$ – давление, $V$ – объем, $n$ – количество вещества, $R$ – универсальная газовая постоянная, $T$ – температура.

В заключение газовые законы являются основой для понимания поведения газов и их свойств. Закон Бойля, закон Шарля и закон Гей-Люссака описывают зависимость между давлением, объемом и температурой газа. Идеальный газовый закон объединяет эти законы и позволяет рассчитывать значения этих параметров. Знание и применение газовых законов в химии и физике позволяет нам понять и предсказать поведение газовых систем.

Используемые источники:

[https://foxford.ru/wiki/fizika/osnovnye-polozheniya-mkt-i-ih-opytne-obosnovanie?utm\\_referrer=https%3A%2F%2Fyandex.ru%2F](https://foxford.ru/wiki/fizika/osnovnye-polozheniya-mkt-i-ih-opytne-obosnovanie?utm_referrer=https%3A%2F%2Fyandex.ru%2F)

<http://infofiz.ru/index.php/mirfiziki/lkf/123-lk18>

<https://nauchniestati.ru/spravka/gazovye-zakony/>

[https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A3%D1%80%D0%B0%D0%B2%D0%BD%D0%B5%D0%BD%D0%B8%D0%B5\\_%D1%81%D0%BE%D1%81%D1%82%D0%BE%D1%8F%D0%BD%D0%B8%D1%8F\\_%D0%B8%D0%B4%D0%B5%D0%B0%D0%BB%D1%8C%D0%BD%D0%BE%D0%B3%D0%BE\\_%D0%B3%D0%B0%D0%B7%D0%B0](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A3%D1%80%D0%B0%D0%B2%D0%BD%D0%B5%D0%BD%D0%B8%D0%B5_%D1%81%D0%BE%D1%81%D1%82%D0%BE%D1%8F%D0%BD%D0%B8%D1%8F_%D0%B8%D0%B4%D0%B5%D0%B0%D0%BB%D1%8C%D0%BD%D0%BE%D0%B3%D0%BE_%D0%B3%D0%B0%D0%B7%D0%B0)

<https://zagalina.ru/2020/04/11/izoprocessy-i-ikh-grafiki/>

<https://nauchniestati.ru/spravka/gazovye-zakony/>