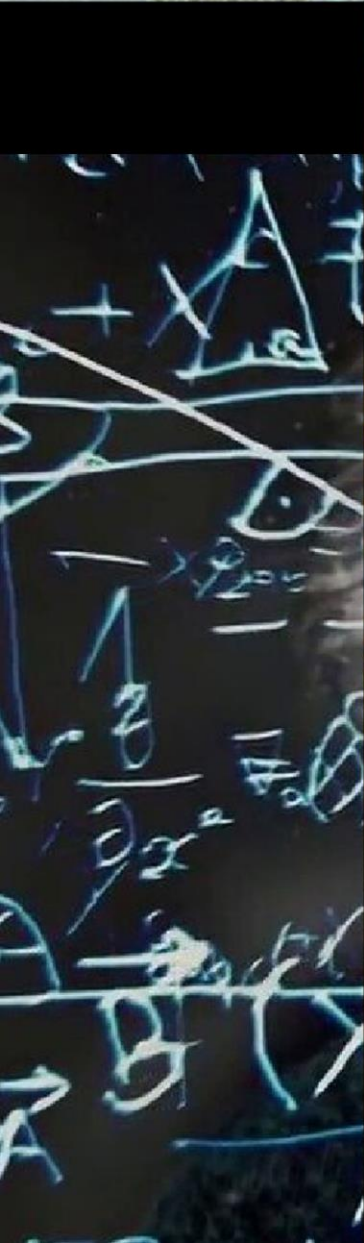


# ТЕРМОДИНАМИКА

МОЛЕКУЛЯРНО-КИНЕТИЧЕСКАЯ ТЕОРИЯ	ГАЗОВЫЕ ЗАКОНЫ	ЖИДКОСТИ И ТВЕРДЫЕ ТЕЛА	ОСНОВЫ ТЕРМОДИНАМИКИ
<p>М.В. Ломоносов</p>  <p>Молекула</p>  <p>Периодическая система элементов</p> 	<p>Температурные шкалы</p>  <p>Л. Больцман</p>  <p>Закон Бойля-Мариотта</p> 	<p>Т. Юнг</p>  <p>Кристаллическая решетка</p>  <p>Аморфное состояние</p> 	<p>Вечный двигатель</p>  <p>Кельвин (Томсон)</p>  <p>Двигатель внутреннего сгорания</p> 





**Физика** - какая емкость слова!  
**Физика** - для нас не просто звук,  
**Физика** - основа и опора  
Всех без исключения наук!

ФИЗИКА - ЕДИНСТВЕННАЯ ОБЛАСТЬ В МИРЕ,  
ГДЕ ВЫПОЛНЯЮТСЯ ВСЕ ЗАКОНЫ



А ты знаешь законы физики?

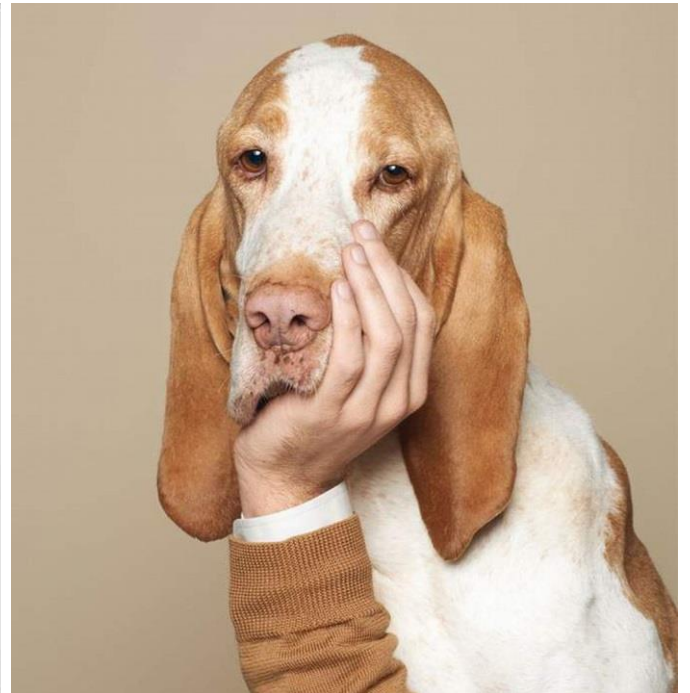
## ОГЛАВЛЕНИЕ

Основные понятия молекулярной физики и термодинамики	5
Агрегатные состояния вещества	5
Температура	7
Загадка № 1	7
Тепловое движение молекул	8
Силы взаимодействия между молекулами вещества	9
Основные параметры состояния	9
Основные положения молекулярно - кинетической теории (МКТ)	11
Идеальный газ	11
Основные методы изучения вещества в молекулярной физике	13
Распределение энергии теплового движения молекул вещества по степеням свободы $i$	13
Средняя кинетическая энергия теплового движения молекул	14
Распределение Максвелла	14
Анализ функции распределения Максвелла по скоростям	15
Распределение Больцмана	16
Законы (уравнения) идеального газа	17
Загадка № 2	17
Изопроцессы идеального газа	18
Смесь газов	22
Схема решения задач на законы идеального газа	23
Реальные газы	24
Изотермы реального газа	25
Основные свойства критической точки	26
Внутренняя энергия реального газа	26
Связь критических параметров реального газа с постоянными Ван-дер-Ваальса $a$ и $b$	27
Пар	27
Различия в поведении насыщенного и ненасыщенного пара	27
Точка росы	28
Различие между паром и газом	28
Влажность воздуха	28
Схема решения задач на определение влажности воздуха	30
<b>ТЕРМОДИНАМИКА</b>	<b>31</b>
Основные понятия термодинамики	31
Внутренняя энергия термодинамической системы $U$	31
Особенность внутренней энергии системы	32
закон сохранения внутренней энергии системы	32
Внутренняя энергия $U$ идеального газа	32
Количество теплоты $Q$	33
Виды теплопередачи	33
Виды теплоёмкости	33
Работа газа	34
Работа идеального газа при различных изопроцессах	35
Геометрический смысл работы газа	36
Тепловые процессы	37
Нагревание и охлаждение	37
Загадка № 3	37
Плавление и кристаллизация	38
Испарение и конденсация	39
Кипение жидкости	40
Уравнение теплового баланса	42
Первое начало термодинамики	42
Термодинамика различных изопроцессов	42
Схема решения задач на тепловые процессы	43
Диаграмма фазовых превращений на примере воды	44

Страничка красоты	45
Тепловые машины	46
Схема работы теплового двигателя	47
Термический КПД тепловой машины	48
Цикл Карно	48
Принцип работы идеальной тепловой машины	49
Неравенство Клаузиуса	51
Энтропия	52
Основные свойства энтропии	54
Второе начало термодинамики	54
Третье начало термодинамики (теорема Нернста)	56
Страничка фэнтэзи	57
Явления переноса	58
Средняя длина свободного пробега молекулы	58
Диффузия	58
Закон Фика для явления диффузии	59
Теплопроводность	60
законом Фурье для явления Теплопроводность	60
Вязкость (или внутреннее трение)	61
Сила вязкого трения	62
Закон Ньютона для явления внутреннего трения	62
Зимняя фантазия	64
Страничка здоровья	65

Считалка:	Марш:	Есенин:
2 12 46,	18 17  18 16	14 126 14
48 3 06.	115 13 3006	132 17 43...
33 1 102,	90 17  90 16	16 42 511
8 30 32.	240 110  526	704 83,
Пушкин:	Маяковский:	170  16 39
17 30 48	2 46 38 1	514 700 142...
140 10 01	116 14 20	612 349
126 138	15 14 21	17 114 02.
140 3 501.	14 0 17.	
Веселый стих:	Грустный стих:	Импровизация:
2 15 42	511 16	3 4 2 1
42 15	5 20 337	4617
37 08 5	712 19	300 10 900
20 20 20	2000047.	57 16

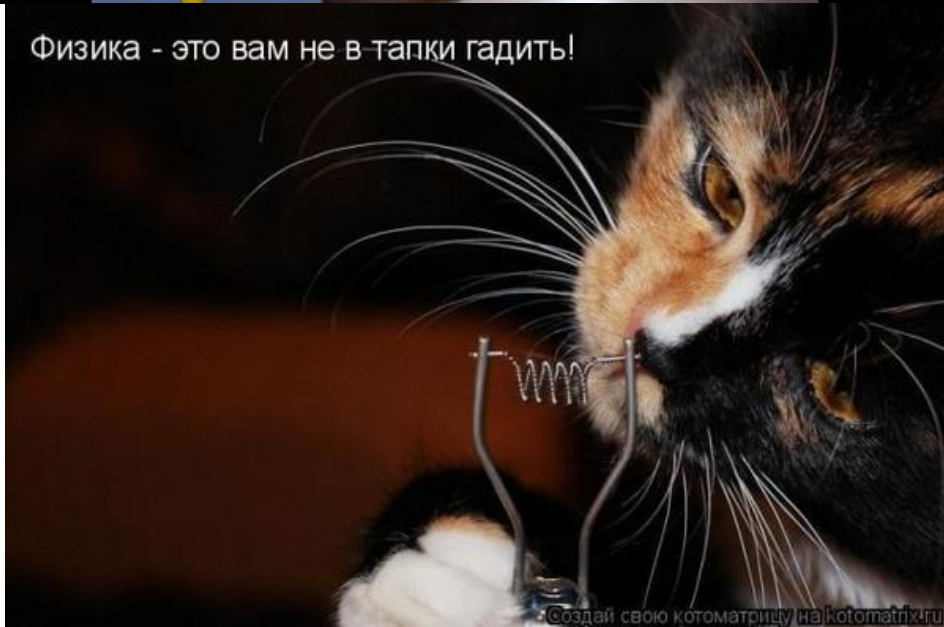
vk.com/goodarts



Физику учишь? Молодец! Тебе подарочек



Физика - это вам не в тапки гадить!



Создай свою котоматрицу на kotomatrix.ru

$$\int_{-\infty}^{\infty} e^{-x^2} dx = \sqrt{\pi}$$

$$f(x) = a_0 + \sum_{n=1}^{\infty} \left( a_n \cos \frac{n\pi x}{L} + b_n \sin \frac{n\pi x}{L} \right)$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

Первая реакция:



## Основные понятия молекулярной физики и термодинамики

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

Молекулярная физика исходит из положения, что все тела состоят из атомов (молекул), находящихся в непрерывном хаотическом движении и взаимодействующих между собой.

Задачи молекулярной физики решаются методами статистической механики.

**Статистическая механика** (или **статистическая термодинамика**) это механика макроскопических систем, таких как атомы в кристалле, молекулы в газе, фотоны в лазерном пучке, и тому подобное.

Статистическая механика использует статистические методы для определения свойств и поведения макроскопических физических систем, находящихся в термодинамическом равновесии, на основе их микроскопической структуры и законов движения, которые считаются заданными.

**Термодинамикой** называется раздел физики, изучающий наиболее общие свойства макроскопических систем и способы передачи и превращения энергии в таких системах без рассмотрения их молекулярного строения.

В термодинамике изучаются состояния и процессы, для описания которых можно ввести понятие температуры. Термодинамика опирается на обобщения опытных фактов.

Процессы, происходящие в термодинамических системах, описываются макроскопическими величинами (температура, давление, объём), которые вводятся для описания систем, состоящих из большого числа частиц, и не применимы к отдельным молекулам и атомам.

**Макросистемой** называется система, состоящая из очень большого числа частиц.

### Агрегатные состояния вещества

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

#### Твёрдое состояние

Вещество находится в твёрдом состоянии, если средняя потенциальная энергия притяжения молекул много больше их средней кинетической энергии, то есть  $\langle E_{кин} \rangle \ll \langle E_{потенц} \rangle$ .

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

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

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

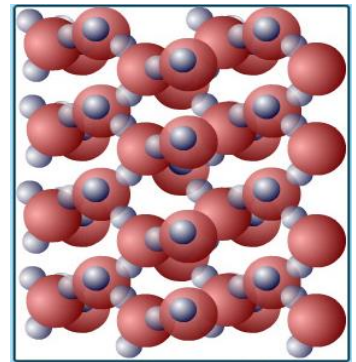


Рис. 1

#### Жидкость

Вещество находится в жидком состоянии, если средняя кинетическая энергия молекул приблизительно равна средней потенциальной энергии их взаимодействия, то есть  $\langle E_{кин} \rangle \approx \langle E_{потенц} \rangle$ .

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

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

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

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

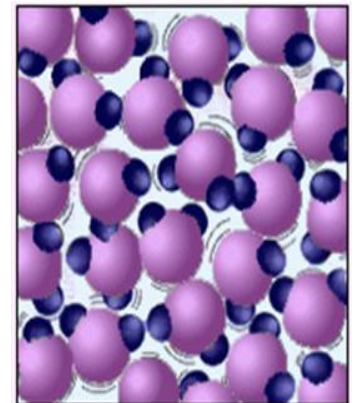


Рис. 2

Вещество находится в газообразном состоянии, если средняя кинетическая энергия молекул превышает их среднюю потенциальную энергию притяжения, то есть  $\langle E_{кин} \rangle \gg \langle E_{потенц} \rangle$ .

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

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

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

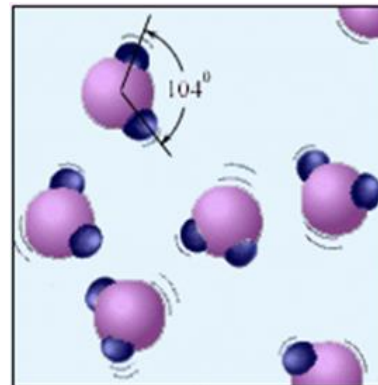
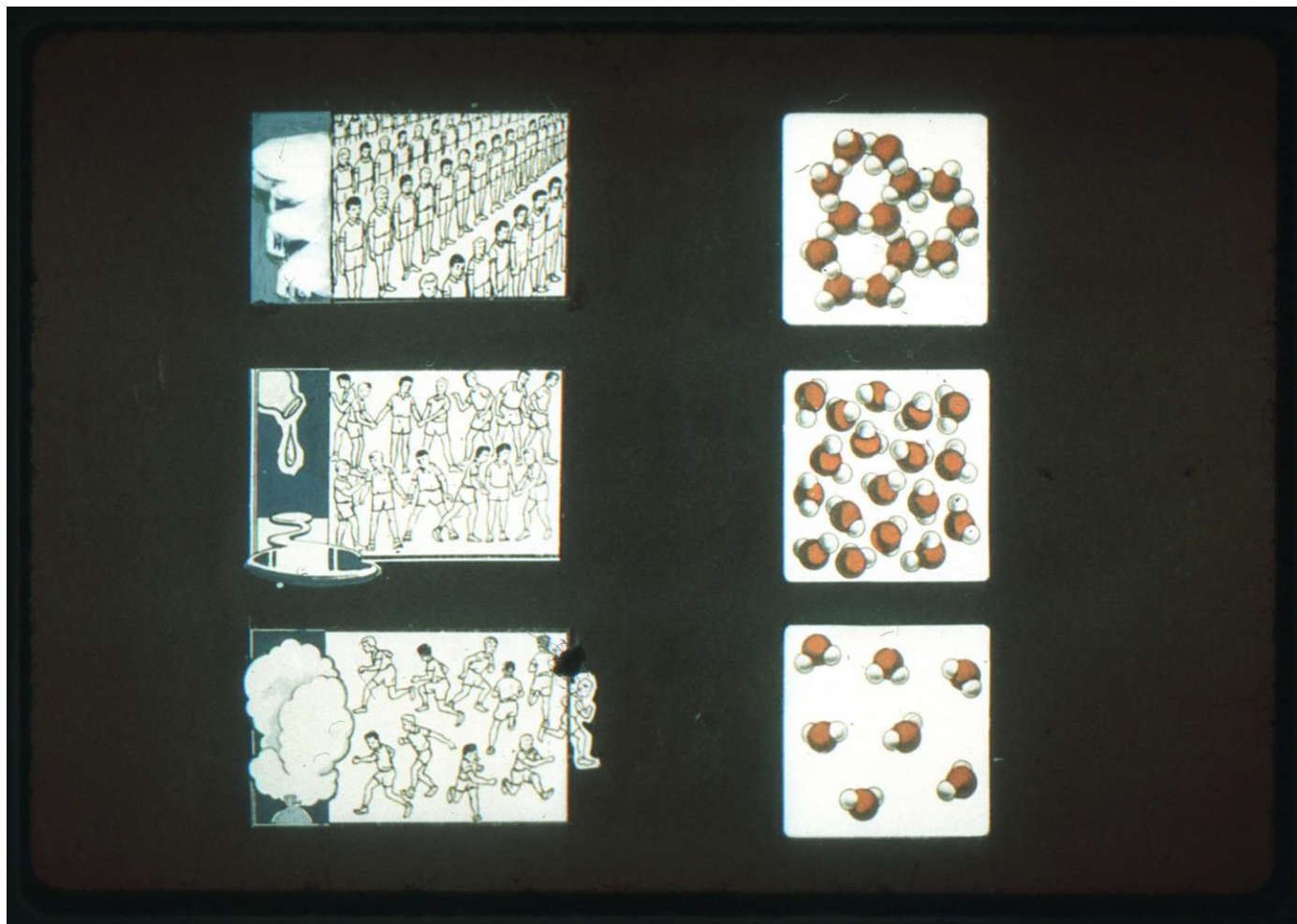


Рис. 3



Армия и природа



## ТЕМПЕРАТУРА

**Температурой** называется скалярная величина, которая является мерой «нагретости» тела и характеризует тепловое состояние этого тела.

Температура тела определяет направление перехода тепла — от более нагретого тела к менее нагретому.

Если температуры тел одинаковы, то передачи тепла от одного тела к другому не происходит.

Основной **физический смысл понятия температуры** следующий:

*Температура определяет величину средней кинетической энергии хаотического движения молекул тела, а также характеризует состояние теплового равновесия системы тел:*

*все тела системы, находящиеся друг с другом в тепловом равновесии, имеют одну и ту же температуру.*

Чем выше температура тела, тем большую в среднем кинетическую энергию имеют его атомы и молекулы.

### Принцип измерения температуры

Приборы, служащие для измерения температуры называются **термометрами**.

Работа термометров основана на том факте, что *все тела системы, находящиеся друг с другом в тепловом равновесии, имеют одну и ту же температуру.*

Температура непосредственно не измеряется! Измеряется величина, зависящая от температуры!

В современных жидкостных термометрах - это объём спирта или ртути. Термометр измеряет собственную температуру! А, если мы хотим измерить с помощью термометра температуру какого-либо другого тела, необходимо привести в контакт термометр и данное тело, подождать некоторое время, пока температуры тела и термометра уравниются, то есть наступит тепловое равновесие между термометром и телом.

В этом состоит **закон теплового равновесия**:

*в любой изолированной системе через какое-то время температуры всех тел системы становятся одинаковыми, то есть наступает состояние теплового равновесия.*

Любое макроскопическое тело или группа макроскопических тел при неизменных внешних условиях самопроизвольно переходят в состояние теплового равновесия.

В состоянии теплового равновесия все макроскопические параметры системы сколь угодно долго остаются неизменными.

Для измерения температуры в термодинамике используется шкала Кельвина, температура по которой прямо пропорциональна средней кинетической энергии поступательного движения частиц вещества  $\langle E_{кин} \rangle$ . Таким образом, ноль по этой шкале соответствует отсутствию теплового движения молекул.

Температура вещества, определённая по этой шкале, называется **абсолютной температурой**  $T$ . Переход от шкалы Цельсия к шкале Кельвина осуществляется с помощью соотношения

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

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

### Загадка №1



(ответ ищи на будущих страницах)



Существуют и другие температурные шкалы. Соотношения между различными температурными шкалами приводятся на рис. 4.

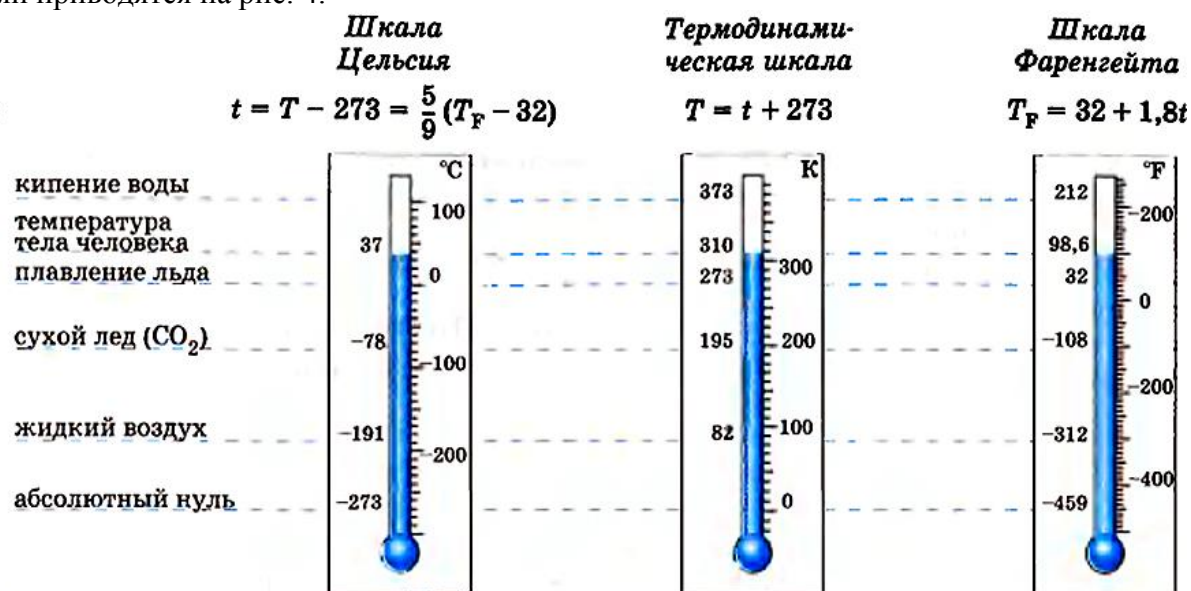


Рис. 4 Некоторые виды температурных шкал

### Тепловое движение молекул

**Тепловым движением** называется процесс **хаотического** (беспорядочного), непрерывного движения частиц, образующих вещество.

Хаотичность — важная черта теплового движения.

Движение молекул в разных телах происходит по-разному:  
 - **молекулы газов** беспорядочно движутся с большими скоростями (сотни м/с) по всему объёму газа.

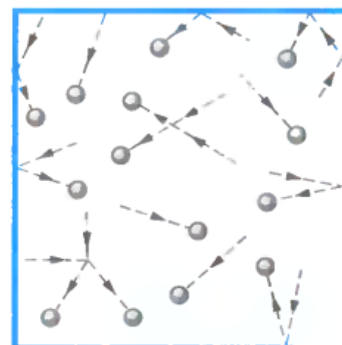
Сталкиваясь, они отскакивают друг от друга, изменяя величину и направление скоростей;

- **молекулы жидкости** некоторое время колеблются около равновесных положений (т.к. расположены почти вплотную друг к другу) и затем перескакивают из одного равновесного положения в другое, чем обусловлена **текучесть жидкости**.

Движение молекул в жидкостях является менее свободным, чем в газах, но более свободным, чем в твердых телах.

- **Молекулы твердых тел** колеблются около положения равновесия.

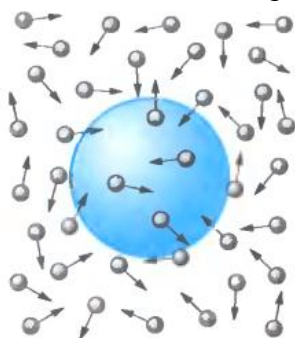
С ростом температуры скорость частиц увеличивается, поэтому хаотическое движение частиц принято называть тепловым.



### Броуновское движение

**Броуновским движением** называется тепловое движение взвешенных в газе или жидкости частиц, которое обусловлено непрерывными столкновениями молекул вещества со взвешенными частицами.

Броуновское движение было открыто английским ботаником Робертом Броуном (1773-1858) в 1827 г. при обнаружении беспорядочного движения видимых в микроскоп твёрдых частиц, находящихся в этой жидкости, которое никогда не прекращается.



Если распылить на поверхности жидкости мельчайшие крупинки какого-либо вещества, то они будут непрерывно двигаться.

Движение броуновских частиц объясняется хаотическим движением частиц жидкости, которые сталкиваются с микроскопическими частицами и приводят их в движение. Опытным путем было доказано, что скорость броуновских частиц зависит от температуры жидкости.

Так как тепловое движение молекул - это непрерывное и беспорядочное движение, то и скорость движения броуновских частиц будет беспорядочно меняться по величине и направлению. Броуновское движение вечное и никогда не прекращается.

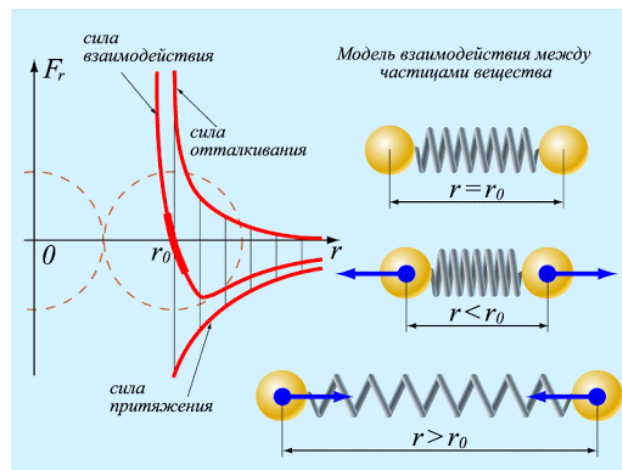
Объяснить броуновское движение можно только на основе молекулярно-кинетической теории.

## Силы взаимодействия между молекулами вещества

Наблюдения показывают, что:

- а) взаимодействие между молекулами вещества имеет электромагнитный характер;
- б) силы короткодействующие, обнаруживаются на расстояниях, сопоставимых с размерами самих молекул;
- в) существует такое расстояние между молекулами  $r_0$ , когда силы притяжения и отталкивания равны.

Если  $r > r_0$ , то между молекулами преобладают силы притяжения, если  $r < r_0$  – то силы отталкивания.



Действие сил молекулярного притяжения обнаруживается в опыте со свинцовыми цилиндрами, слипающимися после очистки их поверхностей.

Или попробуйте, например, сжать или растянуть карандаш. Тот факт, что сделать это очень трудно, свидетельствует о том, что между молекулами вещества карандаша одновременно действуют силы межмолекулярного притяжения и отталкивания.

Тот факт, что после разлома карандаша на две половинки, он не соединяется снова, говорит о том, что силы межмолекулярного притяжения действуют на очень малом расстоянии.

Для этого используют клей, который позволяет молекулам клея приблизиться на такое близкое расстояние к молекулам карандаша, при котором возникают силы межмолекулярного притяжения и карандаш снова становится целым.

### Основные параметры состояния

*Параметрами состояния* называются физические величины, характеризующие состояние термодинамической системы.

1. **объёмом**  $V$  (вэ) называется скалярная величина, характеризующая способность тел занимать определённое пространство,

$$[V] = м^3,$$

2. **давлением**  $p$  (пэ) называется скалярная величина, характеризующая силовое воздействие твёрдого тела, жидкости или газа на контактирующие с ними тела.

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

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

3. **абсолютной температурой**  $T$  называется скалярная величина, характеризующая интенсивность теплового движения частиц вещества, которая определяет степень нагретости тел и является мерой средней кинетической энергии поступательного движения молекул вещества).

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

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

4. **Количеством вещества**  $\nu$  (ню) называется скалярная величина, показывающая, сколько структурных элементов (атомов, молекул или ионов) содержится в данном количестве вещества.

где  $[V] = \text{моль}$ ,

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

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

Авогадро  $N_A$ :

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}}.$$

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

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

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

$N$  - число частиц в данном веществе;  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}}$  - число Авогадро.

$m = m_0 N$  - масса вещества, кг,  $m_0$  - масса одной молекулы вещества, кг,

$N$  - число молекул (или атомов) вещества,  $\mu$  - молярная масса вещества,  $\frac{\text{кг}}{\text{моль}}$ .

### Масса одной молекулы вещества $m_0$

$$m_0 = \frac{m}{N} = \frac{\mu}{N_A} = \frac{\rho}{n},$$

где  $m_0$  - масса одной молекулы вещества, кг,

$m$  - масса вещества, кг;

$\mu$  - молярная масса газа,  $\frac{\text{кг}}{\text{моль}}$ ,

$N$  - число молекул (или атомов) вещества,

$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}}$  - число Авогадро;

$\rho$  - плотность вещества,  $\frac{\text{кг}}{\text{м}^3}$ ;

$n$  - концентрация молекул вещества,  $\frac{1}{\text{м}^3}$ .

4. **молярной массой вещества**  $\mu$  (мю) называется скалярная величина, показывающая массу одного моль данного вещества.

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

Молярная масса вещества  $\mu$  определяется по химической формуле данного вещества с помощью таблицы Менделеева;

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

где  $M_r$  - относительная молекулярная масса вещества, безразмерная.

6. **концентрацией**  $n$  (эн) называется скалярная величина, показывающая число частиц в единице объёма вещества.

$$n = \frac{N}{V}, \quad [n] = \frac{1}{\text{м}^3},$$

где  $V$  - объём вещества,  $\text{м}^3$ ;  $N$  - число частиц данного вещества в объёме  $V$ ;



**Нормальные условия (НУ):**

- давление  $p_0 = 760$  мм. рт. ст. (миллиметров ртутного столба) =  $10^5$  Па (Паскаль);
- температура  $T_0 = 273$  К, (Кельвин).

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

**МОЛЕКУЛЯРНО - КИНЕТИЧЕСКАЯ ТЕОРИЯ (МКТ)**

**Молекулярно - кинетической теорией (МКТ)** называется учение о строении и свойствах вещества в его различных агрегатных состояниях, основанное на представлении о его молекулярном строении.

Макроскопические тела обладают некоторыми свойствами, которые невозможно объяснить на основе механического движения тела как целого или движения его частей. Эти свойства удаётся объяснить лишь на основе представлений о движении атомов или молекул, из которых состоят тела. Причём характерным свойством этого движения является его **непрерывность** и **беспорядочность**. Такое движение частиц называется **тепловым**. Именно тепловое движение частиц определяет внутреннее строение и свойства тел в различных агрегатных состояниях.

**Основные положения молекулярно - кинетической теории (МКТ)**

1. Все вещества состоят из атомов, молекул или ионов, которые постоянно находятся в непрерывном хаотическом тепловом движении (доказательством служит, например, Броуновское движение, явление диффузии и др).
2. Между частицами вещества одновременно действуют как силы притяжения, так и силы отталкивания, величина которых зависит от относительных расстояний между частицами вещества (доказательством служит, например, тот факт, что одновременно трудно как растянуть твёрдое тело, так и сжать его).

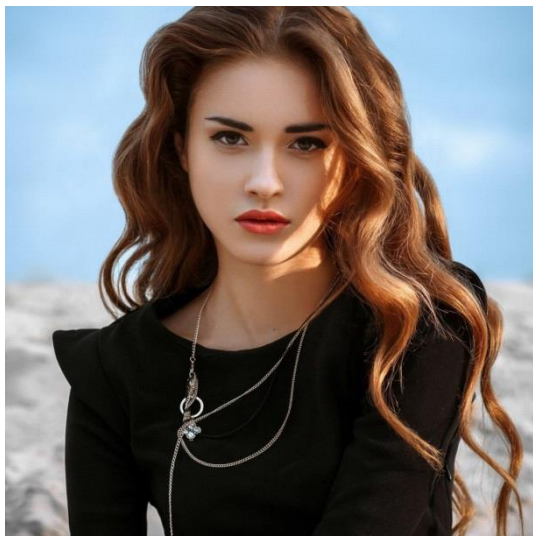
**Идеальный газ**

**Идеальным газом** называется простейшая модель реального газа, в котором силами притяжения между его молекулами пренебрегают.

В этот термин вкладывается следующее содержание. Известно, что между молекулами вещества, находящегося в любом агрегатном состоянии (твёрдом, жидком, газообразном), одновременно действуют как силы отталкивания, так и силы притяжения, которые очень быстро убывают с увеличением расстояния между молекулами. При достаточно больших расстояниях между молекулами (порядка 10 диаметров молекулы) силы притяжения становятся настолько малы, что молекулы большую часть времени при своем движении практически не взаимодействуют друг с другом, и их движение можно рассматривать как свободное от одного удара до другого

либо друг с другом, либо о стенку сосуда (если глаз заключен в сосуд). Принимается, что при соударениях между собой и со стенками сосуда молекулы такого газа ведут себя как абсолютно упругие шарики конечных, но весьма малых размеров. Эти соударения происходят по законам, справедливым для абсолютно упругого удара. Такой газ и называют идеальным. Очевидно, что необходимым условием применимости такого рассмотрения для реального газа является его разрежённость. Идеальный газ можно рассматривать как множество материальных точек, которые основную часть времени движения не взаимодействующих между собой. Естественно, такое рассмотрение не является правомерным при уплотнённых состояниях газа.

У разреженного газа расстояние между молекулами во много раз превышает их размеры. В этом случае взаимодействие между молекулами пренебрежимо мало и кинетическая энергия молекул много больше потенциальной энергии их взаимодействия.



### Модель идеального газа

1. расстояние между молекулами много больше их диаметра (в результате чего собственный объём молекул оказывается пренебрежимо мал по сравнению с объёмом газа, а средняя кинетическая энергия теплового движения молекул намного больше средней потенциальной энергии их взаимодействия  $\langle E_k \rangle \gg \langle E_p \rangle$ ),

2. молекулы ведут себя при столкновениях как абсолютно упругие шарики,

3. между молекулами не действуют силы притяжения (это приводит к тому, что между столкновениями молекулы движутся прямолинейно и равномерно),

Время столкновения молекул в идеальном газе значительно меньше времени их свободного пробега. Реальные газы при не слишком низких температурах и достаточно малых давлениях ведут себя практически как идеальные.

### Основное уравнение молекулярно-кинетической теории газов

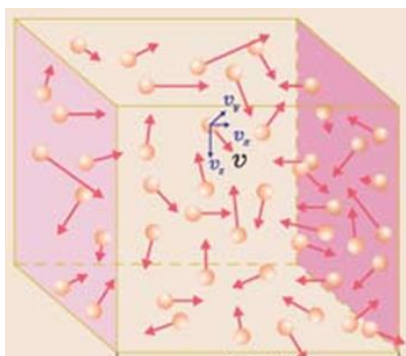


Рис. 5

Движение частиц газа ограничивается стенками сосуда, в котором он находится. Столкновения частиц со стенками сосуда приводят к изменению импульса частиц, а, следовательно, к появлению силы воздействия газа на стенку, которая называется силой давления. Сила давления всегда направлена по нормали к поверхности сосуда, а её отношение к величине площади поверхности называется давлением газа.

Используя законы механики, можно получить зависимость давления идеального газа от средней кинетической энергии поступательного теплового движения частиц газа. Она имеет следующий вид:

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

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

$N$  - количество частиц газа;  $V$  - объём газа,  $м^3$ ;

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

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

$N_A = 6.02 \cdot 10^{23} \frac{1}{моль}$  - число Авогадро;  $v$  - скорость теплового движения частиц газа,  $\frac{м}{с}$ ;

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

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

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

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

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

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

$N$  - количество частиц газа;  $V$  - объём газа,  $м^3$ .

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

## Основные методы изучения вещества в молекулярной физике

Существует два основных метода изучения вещества в молекулярной физике: статистический и термодинамический.

### Статистический метод исследования

Статистический (или молекулярно-кинетический) метод основан на предположении о молекулярном строении вещества и объясняет наблюдаемые явления как суммарный результат действия огромного числа молекул, не интересуясь движением каждой молекулы в отдельности (так как их в веществе огромное количество), а используя лишь средние значения различных величин, таких, например, как масса молекулы, их средняя скорость, средняя величина импульса молекул, средняя кинетическая энергия молекул и т.п.

В основе статистической физики лежат теория вероятности и математическая статистика.

### Термодинамический метод исследования

Термодинамический метод исследования вещества основан на общих законах природы, полученных экспериментально, и не базируется на какой-либо модели строения вещества, а использует параметры состояния, характеризующие систему в целом, такие, например, как давление, температура и объём вещества.

В основе термодинамического метода лежат три экспериментальных закона (три начала термодинамики) и уравнения состояния газа.

## Распределение энергии теплового движения молекул вещества по степеням свободы $i$

**Числом степеней свободы  $i$**  называется минимальное число независимых переменных, которые полностью описывают положение молекулы в пространстве.

Оно же показывает число возможных независимых видов движения молекулы вещества (три поступательных степени свободы центра масс молекулы по осям  $x$ ,  $y$  и  $z$ , две (двухатомные молекулы) или три (многоатомные молекулы) вращательных степеней свободы вокруг осей  $OX$ ,  $OY$  и  $OZ$  и  $3N - 5$  (для двухатомных молекул) и  $3N - 6$  (для многоатомных молекул) колебательных степеней свободы, где  $N$  - число атомов в молекуле).

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

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

С каждым видом движения связана определённая энергия:

- кинетическая энергия поступательного движения на каждую степень свободы,
- кинетическая энергия вращательного движения на каждую степень свободы,
- кинетическая энергия колебательного движения на каждую степень свободы (причём, на каждую колебательную степень свободы приходится кинетическая энергия поступательного движения частиц молекулы и потенциальная энергия их взаимодействия).

Таким образом,

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




---

Домовладелец приходит к специалисту по отоплению и просит подсчитать, сколько нужно заготовить на зиму дров. Тот спросил, какова площадь дома, сколько комнат, короче, расспросил до деталей. Потом сказал:

- От трех до девятнадцати кубометров.
- А почему так неточно?
- Все зависит от того, какая будет зима.

### Закон равнораспределения энергии молекулы по степеням свободы $i$

В классической статистической физике выводится закон о равнораспределения энергии молекул по степеням свободы  $i$  (закон Клаузиуса-Максвелла):

На каждую степень свободы молекулы приходится в среднем одинаковая энергия, равная  $\frac{1}{2}kT$ ,

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

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

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

### Средняя кинетическая энергия теплового движения молекул

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

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

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

**Физический смысл абсолютного нуля температур:** при  $T = 0K$  прекращается тепловое движение молекул вещества.

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

## Статистические распределения

### Распределение Максвелла (1859 г)

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

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

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

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

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

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

$m_0$  - масса одной молекулы данного газа,  $K2$ ;  $v$  - скорость молекулы идеального газа,  $\frac{M}{c}$ ;

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

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

## Анализ функции распределения Максвелла по скоростям

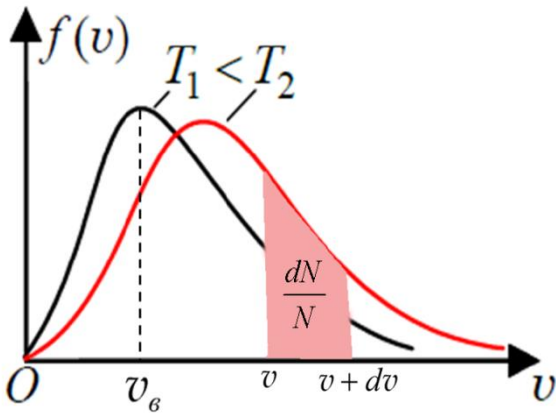


Рис.

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

Из анализа рисунка следует, что:

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

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

Но так как молекул даже в очень малом объеме газа чрезвычайно много, то распределение молекул по скоростям при данной температуре с течением времени не изменяется.

2. При данной температуре  $T$  есть, так называемая, **наиболее**

**вероятная скорость молекул**  $v_g$ , которой обладает большинство молекул газа.

3. Если принять площадь под всей кривой функции распределения Максвелла по скоростям за единицу, то площадь закрашенного участка кривой (см. рис.6) покажет ту часть всех молекул газа

$\frac{dN}{N}$ , скорости которых лежат в интервале от  $v$  до  $v + dv$ .

Из закона распределения Максвелла по скоростям можно определить:

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

Приравняв функцию  $\frac{f(v)}{dv}$  к нулю, получим наиболее вероятную скорость  $v_g$  теплового движения

молекул идеального газа при данной температуре  $T$ : 
$$v_g = \sqrt{\frac{2kT}{m_0}} = \sqrt{\frac{2RT}{\mu}},$$

где  $v_g$  - наиболее вероятная скорость молекулы идеального газа,  $\frac{M}{c}$ ;

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

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

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



**Ответ на загадку №1 (стр. 7):**

На поляне всего две ноги. Остальные - это лапы.



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

Так как  $\langle v \rangle = \int_0^{\infty} v f(v) dv$ , то, решив этот интеграл, получим:  $\langle v \rangle = \sqrt{\frac{8 kT}{\pi m_0}} = \sqrt{\frac{8 RT}{\pi \mu}}$ .

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

Так как  $\langle v_{кв} \rangle^2 = \int_0^{\infty} v^2 f(v) dv$ , то решив этот интеграл, получим:  $\langle v_{кв} \rangle = \sqrt{\frac{3kT}{m_0}} = \sqrt{\frac{3RT}{\mu}}$ .

Например, при комнатной температуре  $T \approx 300 K$  молекулы водорода  $H_2$  и кислорода  $O_2$  имеют следующие скорости теплового движения:

$$\begin{array}{lll} H_2 & v_g \approx 1770 \frac{M}{c}, & \langle v \rangle \approx 2000 \frac{M}{c}, & \langle v_{кв} \rangle \approx 2170 \frac{M}{c}. \\ O_2 & v_g \approx 440 \frac{M}{c}, & \langle v \rangle \approx 500 \frac{M}{c}, & \langle v_{кв} \rangle \approx 540 \frac{M}{c}. \end{array}$$

Видно, что скорости теплового движения молекул очень большие.

- Приблизительно 70 % всех молекул имеют скорость  $v$ , которая не более чем на 50 % отличается от наиболее вероятной скорости  $v_g$  при данной температуре;

- Скоростью  $v > 3v_g$  обладает лишь 0,04 % всех молекул, а  $v > 5v_g$ , лишь  $10^{-8}$  %.

### Распределение Больцмана

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

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

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

$$n = n_0 e^{-\frac{m_0 g h}{kT}} = n_0 e^{-\frac{\mu g h}{RT}}, \quad (4)$$

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

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

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

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

$T$  - абсолютная температура газа,  $K$ ;

$m_0$  - масса одной молекулы данного газа,  $kg$ ;

$\mu$  - молярная масса данного газа,  $\frac{kg}{моль}$ ;

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

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

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

По аналогичной формуле изменяется и плотность атмосферы с высотой:

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

### Законы (уравнения) идеального газа

**Уравнением состояния термодинамической системы** называется уравнение, которое связывает давление  $p$ , объём  $V$  и температуру  $T$  термодинамической системы, находящейся в состоянии термодинамического равновесия.

### Уравнение Менделеева – Клапейрона

Основным уравнением состояния идеального газа является **уравнение Менделеева – Клапейрона**:

$$pV = \nu RT = \frac{m}{\mu} RT,$$

где  $p$  – давление газа, Па;  $V$  – объём газа  $m^3$ ;  $\nu$  – количество вещества, моль;  $T$  – абсолютная температура, К;

$m$  – масса вещества, кг;  $\mu$  – молярная масса вещества,  $\frac{кг}{моль}$ ;

$R = kN_A = 8.31 \frac{Дж}{моль \cdot К}$  – универсальная газовая постоянная.

### Уравнение Клапейрона

Если масса газа не изменяется (то есть  $m = const$ ), то справедливо **уравнение Клапейрона**:

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2} = \dots = \frac{P_iV_i}{T_i} \quad \text{или} \quad \frac{PV}{T} = const$$

### Загадка №2



(ответ ищи на будущих страницах)

## Изопроецессы идеального газа

**Изопроецесом** называется термодинамический процесс, протекающий при каком-либо неизменном параметре состояния.

**Диаграммой состояния** идеального газа называется график зависимости каких-либо двух параметров состояния газа, когда третий из параметров остаётся неизменным.

Различают следующие виды изопроецессов:

- изохорический,
- изотермический,
- изобарический,
- адиабатный,
- политропный.

### Изохорический процесс

(процесс, протекающий при постоянном объёме, то есть  $V = const$ )

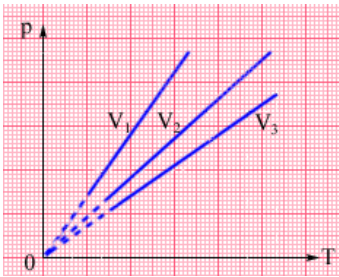


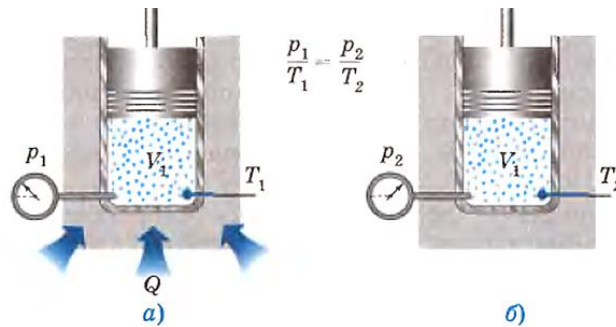
Рис. 1

При изохорическом процессе идеальный газ подчиняется **уравнению Шарля**:

если  $m = const$ , то 
$$\frac{P}{T} = const.$$

На рис. 1 представлена диаграмма состояния идеального газа при изохорическом процессе, причём  $V_3 > V_2 > V_1$ .

**Изохорное нагревание газа:**  
а) начальное состояние;  
б) конечное состояние



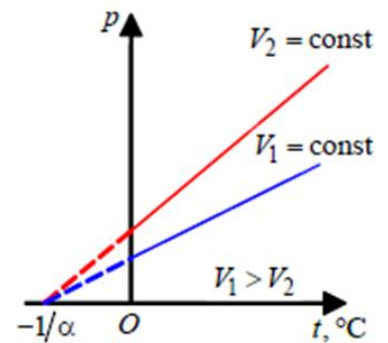
Зависимость давления идеального газа при изохорическом процессе от его температуры можно определить по формуле:

$$p_t = p_0 (1 + \alpha t),$$

где  $p_t$  - давление газа при температуре  $t$  °C;  $t$  - температура газа, °C.

$p_0$  - давление газа при температуре  $t = 0$  °C;

$$\alpha = \frac{1}{273} \frac{1}{^\circ\text{C}} - \text{температурный коэффициент расширения.}$$



### Изотермический процесс

(процесс, протекающий при постоянной температуре, то есть  $T = const$ )

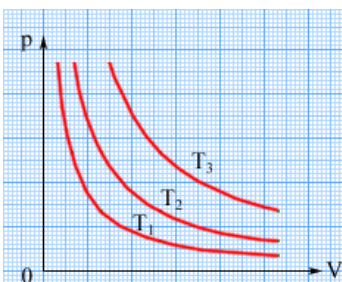


Рис. 2

При изотермическом процессе идеальный газ подчиняется **уравнению Бойля-Мариотта**:

если  $m = const$ , то 
$$pV = const.$$

На рис. 2 представлена диаграмма состояния идеального газа при изотермическом процессе, причём  $T_3 > T_2 > T_1$ .

**Изобарический процесс**

(процесс, протекающий при постоянной температуре, то есть  $p = const$ )

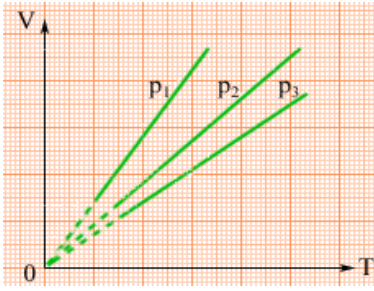
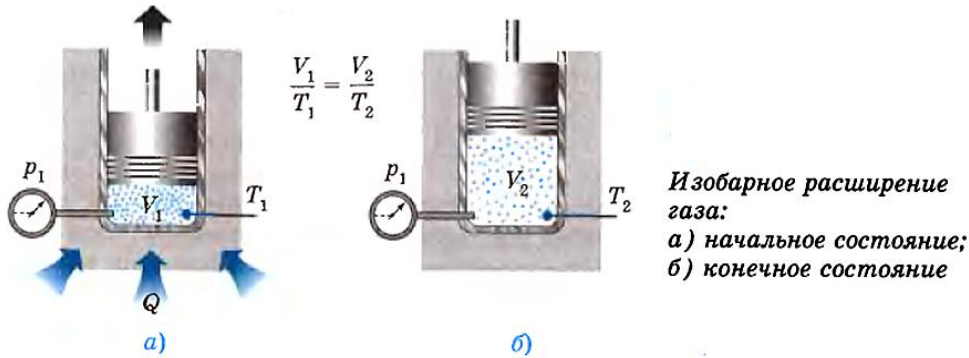


Рис. 3

При изобарическом процессе идеальный газ подчиняется **уравнению Гей-Люссака**:

если  $m = const$ , то 
$$\frac{V}{T} = const. \tag{5.19}$$

На рис. 3 представлена диаграмма состояния идеального газа при изобарическом процессе, причём  $p_3 > p_2 > p_1$ .



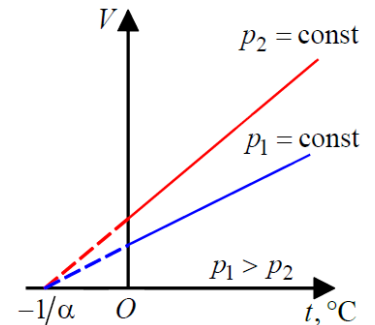
Зависимость объёма идеального газа при изобарическом процессе от его температуры можно определить по формуле :

$$V_t = V_0 (1 + \alpha t)$$

где  $V_t$  - объём газа при температуре  $t$  °C;  $t$  - температура газа, °C .

$V_0$  - объём газа при температуре  $t = 0$  °C ;

$\alpha = \frac{1}{273} \frac{1}{^\circ C}$  - температурный коэффициент расширения.



**Адиабатный процесс**

(процесс, протекающий без теплообмена с окружающей средой, то есть  $\Delta Q = 0$ )

При адиабатном процессе идеальный газ подчиняется **уравнению Пуассона**:

$$\begin{cases} pV^\gamma = const \\ TV^{\gamma-1} = const, \\ T p^{-\frac{\gamma-1}{\gamma}} = const \end{cases} \tag{5.20}$$

где  $\gamma = \frac{C_p}{C_v} = \frac{i+2}{i}$  - показатель адиабаты (или показатель Пуассона), безразмерная.

$C_p$  и  $C_v$  - теплоёмкость идеального газа при постоянном давлении и постоянном объёме,  $\frac{Дж}{моль \cdot K}$

$i$  - число степеней свободы молекулы идеального газа.

Причём:

$i = 3$  для одноатомных газов (О Н Не и т.д.)

$i = 5$  для двухатомных газов (О<sub>2</sub> Н<sub>2</sub> СО и т.д.)

$i = 6$  для трёх и более атомных газов (СО<sub>2</sub> Н<sub>2</sub>О и т.д.)

**Политропный процесс**

(процесс, протекающий при постоянной теплоёмкости, то есть  $C = const$ )

При политропном процессе идеальный газ подчиняется **уравнению политропы**:

$$\begin{cases} pV^n = const \\ TV^{n-1} = const \\ Tp^{-\frac{n-1}{n}} = const \end{cases} \quad (5.21)$$

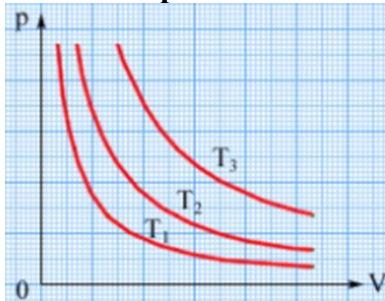
где  $n = \frac{C - C_p}{C - C_v}$  - показатель политропы, безразмерная;

$C$  - теплоёмкость газа при политропном процессе,  $\frac{Дж}{моль \cdot К}$ .

Все перечисленные выше изопроцессы являются частными случаями политропного процесса:

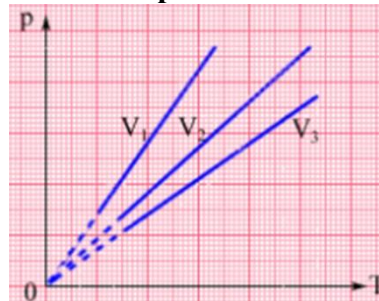
Процесс	$C$	$n$
Адиабатический	$C = 0$	$n = \gamma$
Изотермический	$C = \infty$	$n = 1$
Изобарический	$C = C_p$	$n = 0$
Изохорный	$C = C_v$	$n = \pm\infty$

**изотермический процесс**



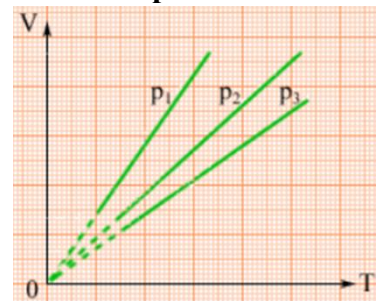
$$T_3 > T_2 > T_1$$

**изохорический процесс**



$$V_3 > V_2 > V_1$$

**изобарический процесс**

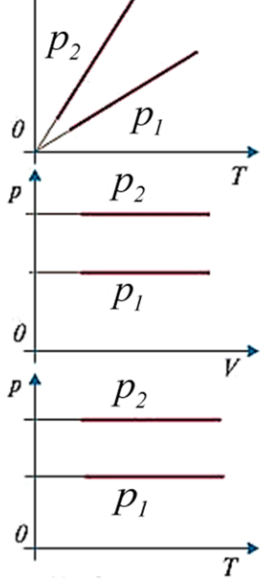


$$p_3 > p_2 > p_1$$



**Вечный студент**

Диаграммы изобарного процесса



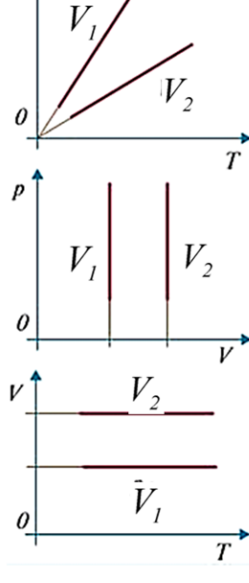
$p_1 > p_2$

$p_2 > p_1$

$p_2 > p_1$

Изобары  
в координатах  
 $V, T, pV, pT$

Диаграммы изохорного процесса



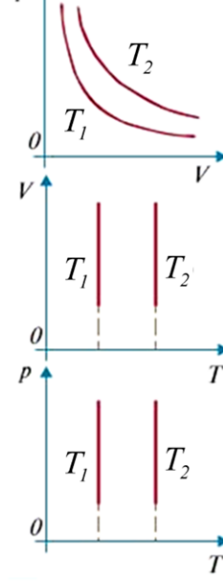
$V_2 > V_1$

$V_2 > V_1$

$V_2 > V_1$

Изохоры  
в координатах  
 $pT, pV, VT$

Диаграммы изотермического процесса



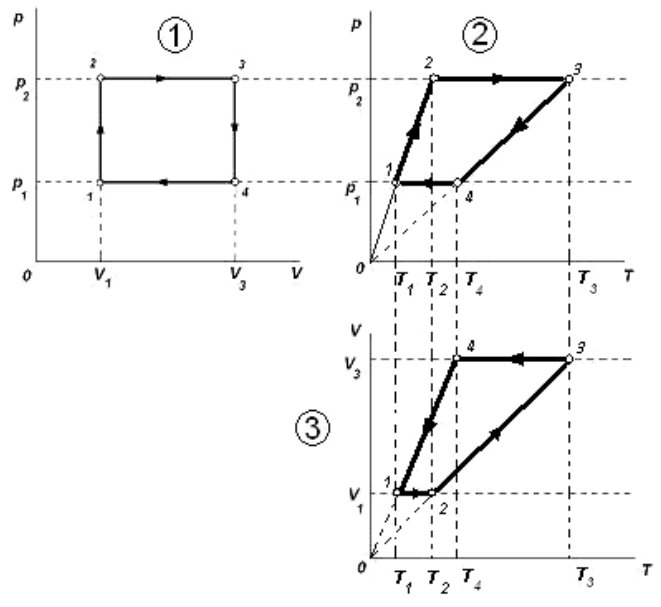
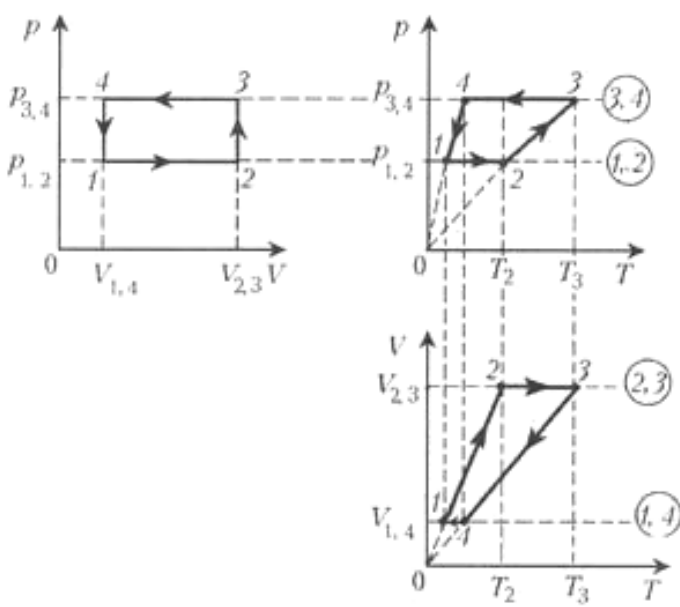
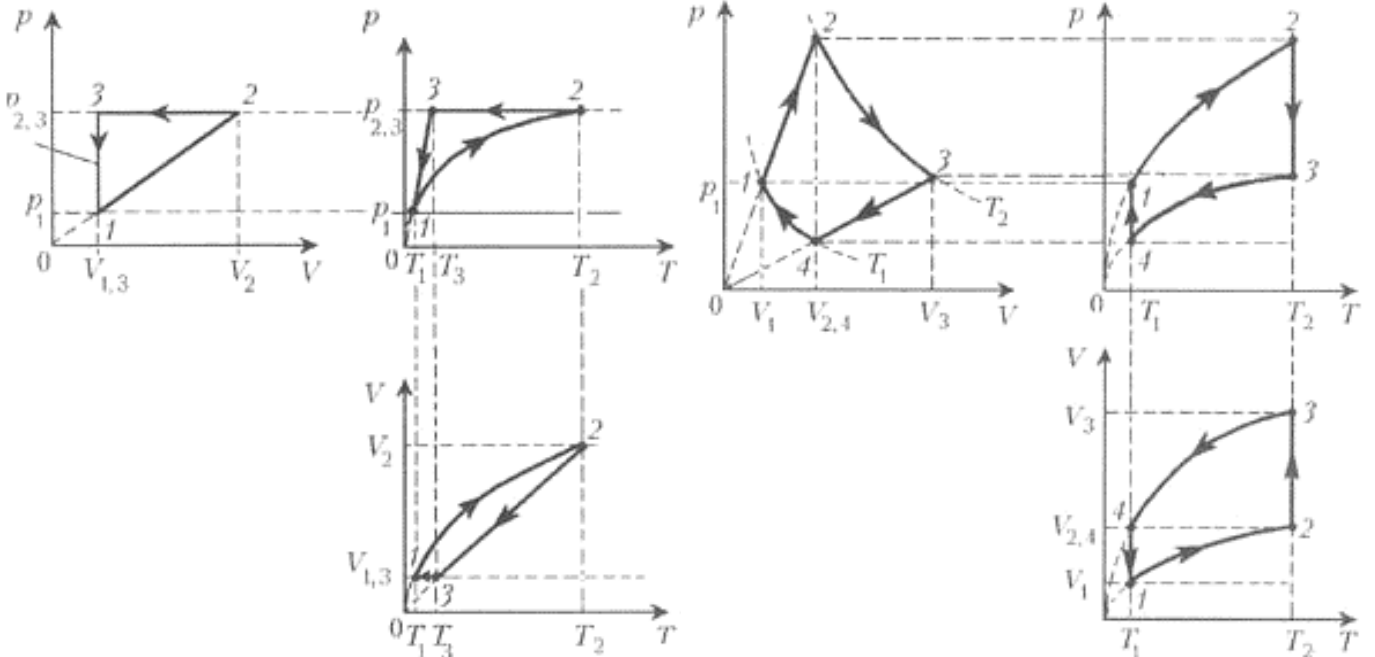
$T_2 > T_1$

$T_2 > T_1$

$T_2 > T_1$

Изотермы  
в координатах  
 $pV, VT, pT$

Примеры преобразования изопроцессов из одних координат в другие (из  $p-V$  в  $p-T$  и  $V-T$ )





### Смесь газов

**Закон Дальтона для смеси газов:** давление смеси газов, не вступающих друг с другом в химические реакции, равно сумме парциальных давлений каждого газа смеси.

$$p_{\text{смеси}} = p_1 + p_2 + \dots + p_n.$$

**Парциальным** называется давление, которое оказывал бы  $i$ -ый газ, если бы он один занимал весь объём, предоставленный смеси.

Для каждого  $i$ -го газа смеси справедлив закон Менделеева – Клапейрона в виде:

$$p_i V_{\text{смеси}} = \nu_i RT_{\text{смеси}} = \frac{m_i}{\mu_i} RT_{\text{смеси}}$$

где  $p_i$  - давление  $i$ -того газа, Па;  $\nu_i$  - количество вещества  $i$ -того газа, моль;

$T_{\text{смеси}}$  - температура смеси газов,  $m_i$  и  $\mu_i$  - масса и молярная масса  $i$ -того газа;  $V_{\text{смеси}}$  - объём смеси газов.

Давление смеси газов можно рассчитать ещё по следующим формулам

$$pV = \left( \frac{m_1}{\mu_1} + \frac{m_2}{\mu_2} + \dots + \frac{m_i}{\mu_i} \right) RT \quad \text{или} \quad pV = \frac{m}{\mu_{\text{ср}}} RT,$$

где  $p$  - давление смеси газов, Па;  $m_1, m_2, \dots, m_i$  - массы компонент газовой смеси, кг;

$m = m_1 + m_2 + \dots + m_i$  - масса всей газовой смеси, кг;

$\mu_1, \mu_2, \dots, \mu_i$  - молярные массы компонент газовой смеси,  $\frac{\text{кг}}{\text{моль}}$ .

$\mu_{\text{ср}}$  - средняя молярная масса смеси,  $\frac{\text{кг}}{\text{моль}}$ , причём  $\frac{m}{\mu_{\text{ср}}} = \frac{m_1}{\mu_1} + \frac{m_2}{\mu_2} + \dots + \frac{m_i}{\mu_i}$ ;

$T$  - температура смеси газов, К.



## СХЕМА РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ НА ЗАКОНЫ ИДЕАЛЬНОГО ГАЗА

- если состояние газа не изменяется, то записать уравнение Менделеева – Клапейрона:

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

- если в задаче рассматривается несколько состояний газа, то для каждого состояния записать уравнение Менделеева – Клапейрона (или уравнение Клапейрона, если масса газа не изменяется

$$\left. \frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} \right) \text{ и решить полученную систему уравнений.}$$

- если масса газа остаётся постоянной и один из параметров газа не изменяется, то записать уравнения состояния для данного изопроцесса:

**изотермический процесс** (т. е.  $T = \text{const}$ ):  $pV = \text{const}$  закон Бойля – Мариотта.

**изохорический процесс** (т. е.  $V = \text{const}$ ):  $\frac{p}{T} = \text{const}$  закон Шарля.

**изобарический процесс** (т. е.  $p = \text{const}$ ):  $\frac{V}{T} = \text{const}$  закон Гей – Люссака.

- если в задаче рассматривается смесь газов, то решение обычно начинается с записи **закона Дальтона** для этой смеси газов

$$p_{\text{смеси}} = p_1 + p_2 + \dots + p_n,$$

а затем по уравнению **Менделеева – Клапейрона** определяют парциальное давление каждого газа смеси

$$p_i V_{\text{смеси}} = \nu_i RT_{\text{смеси}} = \frac{m_i}{\mu_i} RT_{\text{смеси}}.$$

При необходимости можно записать уравнение Менделеева – Клапейрона для всей смеси газов в виде:

$$p_{\text{смеси}} V_{\text{смеси}} = \nu_{\text{смеси}} RT_{\text{смеси}} = \frac{m_{\text{смеси}}}{\mu_{\text{смеси}}} RT_{\text{смеси}}.$$



Вместе учим газовые законы



## Реальные газы

Наблюдения показывают, что при небольших плотностях и не слишком низких температурах поведение реальных газов хорошо описывается моделью идеального газа. Однако при больших степенях сжатия и при низких температурах становятся заметными отклонения в их поведении от уравнения Менделеева - Клапейрона. Причины такого отклонения связаны, прежде всего, с тем, что молекулы газа имеют конечный объём, тогда как в модели идеального газа они считаются материальными точками. Кроме того, между отдельными молекулами существуют силы притяжения и силы отталкивания, то есть у молекул кроме кинетической энергии их хаотического теплового движения существует и потенциальная энергия их взаимодействия.

Голландский ученый Ван-дер-Ваальс первым сумел придумать новую модель, которая учитывала бы оба этих фактора. Он предположил, что между молекулами действуют силы притяжения, которые по своей природе являются электрическими.

*Газом Ван-дер-Ваальса называется такая модель реального газа, в котором молекулы рассматриваются как абсолютно твёрдые шарики, движущиеся хаотически, между которыми действуют силы межмолекулярного взаимодействия.*

Напомним, в чём состоит принципиальное различие между идеальным и реальным газом.

В реальном газе между его молекулами одновременно действуют как силы притяжения, так и силы отталкивания. В идеальном газе силами межмолекулярного притяжения пренебрегают. Из-за этого существует принципиальное различие в поведении реального и идеального газов: идеальный газ ни при каких условиях перевести в жидкое состояние невозможно, так как сил притяжения между их молекулами нет, то они не могут удерживаться друг возле друга, образуя жидкость. Мы дышим реальным газом. Если бы пары воды вели себя как идеальный газ, то на Земле никогда не было бы воды в жидком состоянии, а, следовательно, и жизни на Земле. Как видите, это маленькое отличие между реальным и идеальным газом имеет для нас решающее значение.

Всего имеется более 200 уравнений состояния реального газа. Одним из наиболее простых уравнений, описывающих состояние реального газа, является **уравнение Ван-дер-Ваальса**.

$$\left( p + a \frac{v^2}{V^2} \right) (V - vb) = \nu RT,$$

где  $p$  - давление реального газа, Па;  $\nu$  - количество вещества реального газа, моль;

$V$  - объём реального газа, м<sup>3</sup>;

$a$  - постоянная Ван-дер-Ваальса,  $\frac{Н \cdot м^4}{моль^2}$  (величина табличная, для каждого газа своя, которая учитывает силу притяжения между молекулами реального газа);

$b$  - постоянная Ван-дер-Ваальса,  $\frac{м^3}{моль}$  (величина табличная, для каждого газа своя, которая учитывает собственный объём молекул реального газа);

$R = 8,31 \frac{Дж}{моль \cdot К}$  - универсальная газовая постоянная;  $T$  - температура реального газа, К.



Ты до сих пор лабы не сдал?

### Изотермы реального газа

На рисунке рис. 1 представлены изотермы реального газа при различных температурах

$$(T_4 < T_3 < T_2 < T_{кр} < T_1)$$

Из анализа этих графиков следует (см. рис. 1), что:

1. При  $T < T_{кр}$  (так называемой, **критической температуре**  $T_{кр}$ ) на каждой изотерме имеется горизонтальный участок 3 - 5, вдоль которого давление  $p$  и температура  $T$  пара постоянны, хотя объём изменяется.
2. На изотерме  $T = T_{кр}$  (её называют **критической изотермой**) точки 3 и 5 сливаются в одну точку  $K$  (её называют **критической точкой**, а соответствующие ей значения  $T_{кр}$ ,  $p_{кр}$  и  $V_{кр}$  называют **критическими**). В критической точке  $K$  исчезает различие между жидкостью и паром.
3. Любую изотерму при  $T < T_{кр}$  можно разбить на три участка: 1 - 3, 3 - 5 и 5 - 6.

- на участке 1 - 3 давление монотонно возрастает с уменьшением объёма (на этом участке наблюдается газообразное состояние вещества, которое называется **сухим паром**),

- на участке 3 - 5 давление не изменяется, хотя объём уменьшается (на этом участке при сжатии газа происходит конденсация пара, то есть одновременно наблюдается и газообразное и жидкое состояние вещества, причём объём жидкости по мере приближения к точке 5 увеличивается). Такую смесь называют **влажным паром**.

- на участке 5 - 6 с уменьшением объёма давление резко возрастает (на этом участке вещество находится полностью в жидком состоянии. Малая сжимаемость жидкости объясняет почти вертикальный характер кривой 5 - 6)

При увеличении температуры жидкости увеличивается давление насыщенного пара и одновременно растёт его плотность. Плотность жидкости, находящейся в равновесии со своим паром, уменьшается вследствие расширения жидкости при нагревании.

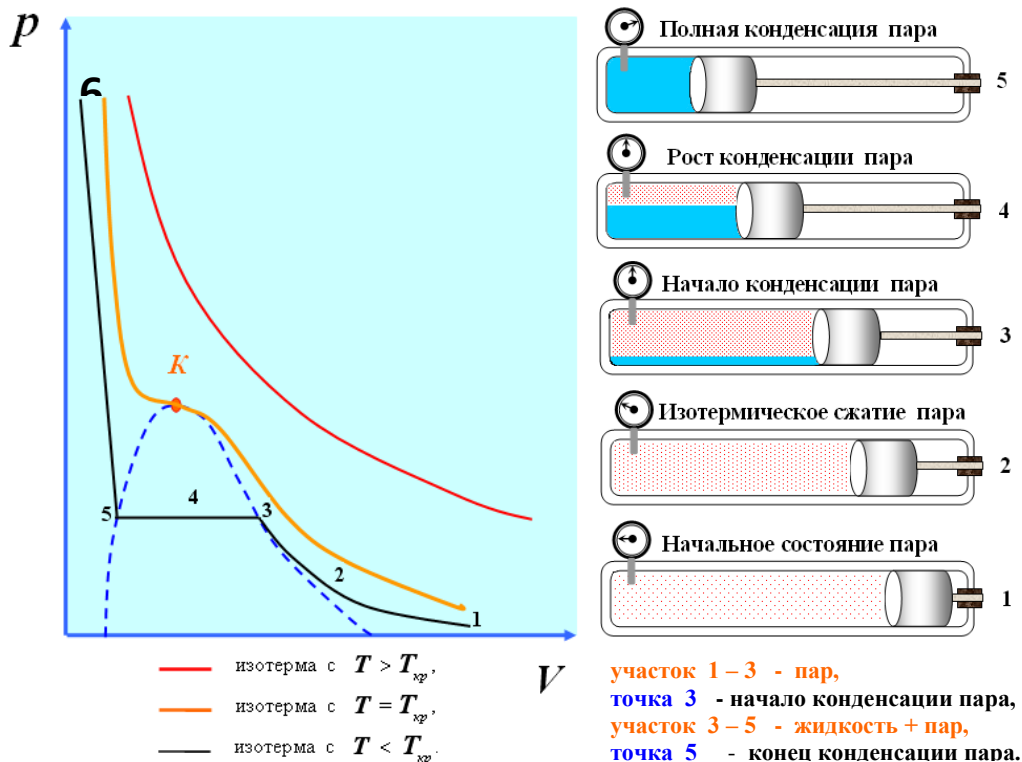


Рис. 1

**Ответ на загадку № 2 (стр. 17)**  
 На 100 рублей можно купить 60 конфет

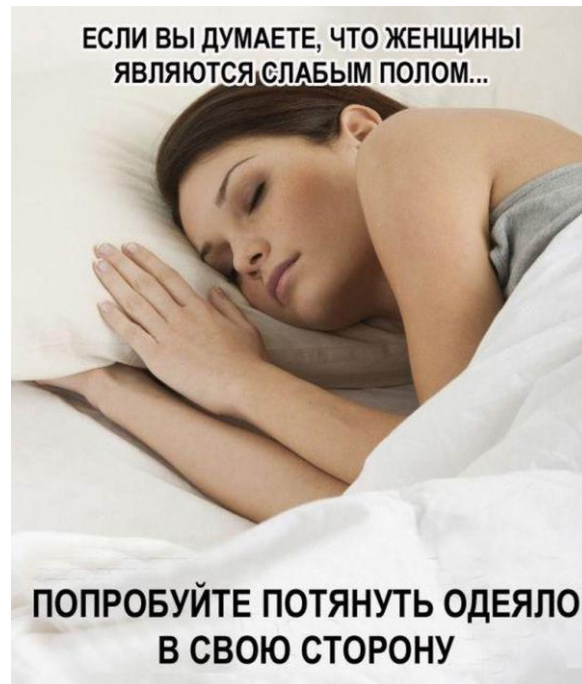
### Основные свойства критической точки



Рис. 2

различия в физических свойствах между жидкостью и её насыщенным паром (см. рис. 2).

1. Газ, температура которого выше критической  $T_{кр}$ , нельзя перевести в жидкое состояние. (причина в том, что интенсивность теплового движения молекул газа настолько большая, что межмолекулярные силы притяжения не могут удержать молекулы возле друг друга);
2. При  $T = T_{кр}$  плотности  $\rho$  жидкости и пара становятся одинаковыми, исчезает граница раздела между жидкостью и паром и различия в физических свойствах между жидкостью и её насыщенным паром (см. рис. 2).



**Красота – страшная сила**

### Внутренняя энергия реального газа

Внутренняя энергия реального газа включает в себя кроме кинетической энергии теплового движения его молекул, ещё и потенциальную энергию их межмолекулярного взаимодействия.

Внутренняя энергия реального газа определяется по формуле:

$$U = \nu \left( CT - \frac{a}{V_\mu} \right),$$

где

$U$  - внутренняя энергия реального газа, Дж;

$\nu$  - количество вещества, моль;

$C$  - молярная теплоёмкость реального газа,  $\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$ ;

$T$  - абсолютная температура реального газа, К;

$a$  - постоянная Ван-дер-Ваальса,  $\frac{\text{Н} \cdot \text{м}^4}{\text{моль}^2}$  (величина табличная, для каждого газа своя);

$V_\mu$  - молярный объём (то есть объём одного моля газа),  $\frac{\text{м}^3}{\text{моль}}$ .

### Связь критических параметров реального газа с постоянными Ван-дер-Ваальса $a$ и $b$

$$p_{кр} = \frac{1}{27} \frac{a}{b^2} \quad V_{\mu_{кр}} = 3b \quad T_{кр} = \frac{8}{27} \frac{a}{bR},$$

где  $p_{кр}$  - критическое давление, Па;

$V_{\mu_{кр}}$  - критический молярный объём газа,  $\frac{м^3}{моль}$

$T_{кр}$  - критическая температура, К;

$a$  - постоянная Ван-дер-Ваальса,  $\frac{Н \cdot м^4}{моль^2}$  (величина табличная, для каждого газа своя);

$b$  - постоянная Ван-дер-Ваальса,  $\frac{м^3}{моль}$  (величина табличная, для каждого газа своя);

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



#### Пар

Вследствие испарения с открытой поверхности жидкости над ней всегда находится её пар.

**Паром** называют совокупность молекул, покинувших жидкость в процессе испарения.

Одновременно с переходом молекул из жидкости в пар происходит и обратный процесс перехода молекул пара в жидкость.

Эти два процесса вылета молекул жидкости и их обратное возвращение в жидкость происходят одновременно.

Испарение жидкости в закрытом сосуде при неизменной температуре приводит к постепенному увеличению концентрации молекул испаряющегося вещества в газообразном состоянии.

Через некоторое время после начала испарения концентрация вещества в газообразном состоянии достигнет такого значения, при котором число молекул, покидающих жидкость за единицу времени, становится равным числу молекул, возвращающихся в жидкость за то же самое время. В этом случае говорят, что установилось состояние **динамического равновесия** между процессами испарения и конденсации вещества.

Вещество в газообразном состоянии, находящееся в динамическом равновесии со своей жидкостью, называют **насыщенным паром** (в противном случае пар называется **ненасыщенным**).

Если число вылетающих молекул больше числа возвращающихся, то происходит уменьшение массы жидкости - жидкость испаряется, если же наоборот, то количество жидкости увеличивается - наблюдается конденсация пара.

#### Различия в поведении насыщенного и ненасыщенного пара

- при изотермическом изменении объёма насыщенного пара, его давление не изменяется. (это объясняется следующим образом: при сжатии часть пара конденсируется, а при расширении часть жидкости дополнительно испаряется, причём так, что концентрация молекул пара остаётся всё время неизменной).
- при изохорическом изменении температуры давление насыщенного пара изменяется быстрее, чем давление идеального газа. (это объясняется следующим образом: при изменении температуры будет меняться не только давление пара, но и его масса над поверхностью жидкости за счёт изменения концентрации молекул пара).
- давление насыщенного пара при данной температуре является максимальным давлением, которое может иметь пар над жидкостью при этой температуре.

### Точка росы



Так как давление насыщенного пара уменьшается с понижением температуры, то при охлаждении воздуха находящийся в нем водяной пар при некоторой температуре становится насыщенным и может превращаться в воду, то есть конденсироваться.

Температура  $t_p$ , при которой находящийся в воздухе водяной пар становится насыщенным, называется **точкой росы**.

При достижении точки росы в воздухе или на предметах, с которыми он соприкасается, начинается конденсация водяного пара.

### Различие между паром и газом

**Пар** и **газ** - это в принципе одинаковые состояния вещества, и различие между ними чисто условное.

**Паром** называется такое состояние реального газа, при котором его можно перевести в жидкое состояние простым сжатием без изменения температуры.

Реальный газ является паром, если его температура меньше критической  $T_{кр}$ .

Если температура реального газа выше критической  $T_{кр}$ , то он ведет себя как идеальный газ, подчиняется уравнению Менделеева – Клапейрона и не может быть переведён в жидкое состояние.

Паром может быть только реальный газ, так как идеальный газ превратить в жидкость нельзя ни при каких условиях. Таким образом, принципиального различия между паром и газом нет.

### Влажность воздуха

Вследствие постоянного испарения воды с поверхностей водоемов, почвы и растительного покрова, а также дыхания человека и животных в атмосфере всегда содержится водяной пар. Поэтому атмосферное давление представляет собой сумму давления сухого воздуха  $p_{воздуха}$  и находящегося в нем водяного пара  $p_{пара}$ .

**Парциальным давлением водяного пара** называется давление, которое производил бы водяной пар, если бы все остальные газы отсутствовали.

Воздух, содержащий водяной пар, называется **влажным** (не содержащий водяной пар – **сухим**). Таким образом, атмосферное давление воздуха  $p$ , складывается из парциального давления сухого воздуха  $p_{воздуха}$  и парциального давления пара  $p_{пара}$ :

$$p = p_{воздуха} + p_{пара}$$



### Абсолютная $\rho$ и относительная $\varphi$ влажность воздуха



Количество пара в воздухе характеризуют *абсолютной* и *относительной* влажностью воздуха.

*Абсолютной влажностью воздуха*  $\rho$  ( $\rho_0$ ) называется масса водяного пара  $m$ , содержащегося в воздухе объемом  $V$  при данных условиях:

$$\rho = \frac{m}{V},$$

(то есть это плотность водяных паров в воздухе).

### Относительная влажность воздуха $\varphi$

По парциальному давлению водяного пара и его абсолютной влажности нельзя судить о том, насколько он близок к насыщению. А именно от этого зависит интенсивность испарения воды. Большинство явлений, наблюдаемых в природе, например быстрота испарения, высыхание различных веществ, увядание растений, зависит не от количества водяного пара в воздухе, а от того, насколько это количество близко к насыщению. Поэтому вводят величину, показывающую, насколько водяной пар при данной температуре близок к насыщению. Эту величину назвали *относительной влажностью воздуха*.

*Относительной влажностью воздуха*  $\varphi$  ( $\phi$ ) называют отношение парциального давления  $p$  водяного пара, содержащегося в воздухе при данной температуре, к давлению  $p_n$  насыщенного пара

при той же температуре:

$$\varphi = \frac{p}{p_n} \cdot 100\%$$

или

*Относительной влажностью воздуха*  $\varphi$  называется отношение абсолютной влажности воздуха  $\rho$  при данной температуре, к плотности насыщенных паров  $\rho_n$  при той же температуре,

выраженной в процентах:

$$\varphi = \frac{\rho}{\rho_n} \cdot 100\%$$

Чем меньше относительная влажность, тем суше воздух и тем интенсивней происходит испарение. Наиболее благоприятной для человека в средних климатических широтах является относительная влажность воздуха от 40 % до 60 %.



### СХЕМА РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ НА ОПРЕДЕЛЕНИЕ ВЛАЖНОСТИ ВОЗДУХА

К задачам, в которых используется понятие влажности, предполагается широкое использование таблиц давления (упругости) и плотности водяных паров, из которых находят дополнительные данные к тем, что уже заданы в условии задачи. Например, при заданной температуре ненасыщенного пара и его точке росы можно с помощью таблиц определить абсолютную и относительную влажность воздуха.

Относительная влажность воздуха при температуре, равной точке росы, равна 100%. При заданной температуре насыщенного пара таблица поможет найти его давление и плотность при этой температуре.

Если требуется найти массу сконденсировавшегося пара, то следует определить массу этого пара как разность масс до и после его частичной конденсации.

Давление насыщенного пара при температуре кипения воды равно атмосферному давлению  $10^5 \text{ Па}$ . Таким образом, схема решения задач следующая:

1. Найдите по таблице давление или плотность насыщенного пара при данной температуре

2. Запишите формулу относительной влажности  $\varphi = \frac{\rho}{\rho_n} \cdot 100\%$  и выразите неизвестную величину.

3. Запишите при необходимости дополнительное уравнение плотности пара  $\rho = \frac{m}{V}$ .

Давление  $p$  и плотность  $\rho$  насыщенного пара в данном состоянии можно определить из уравнения Менделеева – Клапейрона:

$$pV = \nu RT = \frac{m}{\mu} RT \quad \text{и} \quad \rho = \frac{\mu p}{RT}.$$

Следует помнить, что давление, плотность и концентрация молекул насыщенного пара при данной температуре имеют максимальное значение и не зависят от объёма пара до тех пор, пока он остаётся в насыщенном состоянии.

При попытке уменьшить объём, часть молекул насыщенного пара перейдут в жидкость (то есть сконденсируются), а давление, плотность и концентрация молекул оставшегося насыщенного пара не изменятся.

В результате такого поведения насыщенного пара, законы идеального газа (кроме уравнения Менделеева – Клапейрона для данного состояния насыщенного пара) для него применять нельзя.

4. Решите полученную систему уравнений.

**УВИДЕЛ СТАТУС У ДЕВУШКИ:  
"ЗАФТРА ЭКЗАМИН ПА РУСКАМУ!  
ДУМАЮ СДАДУ!"  
КОНЕЧНО СДАДЁТ!!!!**

## ТЕРМОДИНАМИКА

### Основные понятия термодинамики

**Термодинамической системой** называется совокупность макроскопических тел, которые могут обмениваться между собой и с другими телами энергией и веществом.

#### **Изолированной (или замкнутой)**

называется термодинамическая система, которая не может обмениваться с другими системами энергией и веществом.

называется термодинамическая система, которая не обменивается энергией и веществом с другими системами.

Для изолированных систем справедлив **закон сохранения внутренней энергии**:

*при любых процессах, происходящих в изолированной термодинамической системе, внутренняя энергия системы не изменяется, то есть  $U = const$  или  $\Delta U = 0$ .*

**Термодинамическими параметрами** называется совокупность физических величин, характеризующих состояние термодинамической системы.

**Равновесным** называется процесс, состоящий из непрерывной последовательности равновесных состояний.

**Равновесным состоянием термодинамической системы** называется такое состояние системы, при котором все параметры состояния имеют строго определённые значения, которые при неизменных внешних условиях остаются неизменными сколь угодно долго.

**Самопроизвольным** называется процесс, происходящий без воздействия внешних сил.

**Обратимым** называется процесс, при котором возвращение системы в первоначальное состояние не сопровождается какими-либо изменениями в окружающей среде.

В качестве примеров обратимых процессов можно привести незатухающие колебания маятника в вакууме или абсолютно упругий удар, то есть процессы, протекающие без тепловых потерь и при отсутствии сил трения и сопротивления среды. Так как в чистом виде таких процессов в природе не бывает, следовательно, обратимый процесс – это идеализация реального процесса.

Если система совершает обратимый процесс, то на диаграмме состояния он происходит по одной и той же прямой, в результате чего система возвращается в первоначальное состояние и в ней никаких изменений не происходит.

**Необратимым** называется процесс, при котором возвращение системы в первоначальное состояние сопровождается какими-либо изменениями в окружающей среде.

Необратимые процессы в обратную сторону самопроизвольно не происходят (например, процессы теплообмена). Строго говоря, все реальные процессы являются необратимыми.

### Внутренняя энергия термодинамической системы $U$

**Внутренней энергией термодинамической системы  $U$**  ( $y$ ) называется сумма кинетических энергий теплового движения всех частиц системы относительно её центра масс и их потенциальных энергий межмолекулярного взаимодействия между собой.

$$[U] = \text{Дж}, \text{ Джоуль.}$$

В термодинамике рассматриваются тела, положение центра масс которых практически не меняется. Механическая энергия таких тел остается постоянной, а изменяться может лишь внутренняя энергия.

В термодинамике под **внутренней энергией тела** понимают величину, равную сумме кинетических энергий хаотического теплового движения его частиц (атомов или молекул) и потенциальных энергий их взаимодействия.

Таким образом, внутренняя энергия зависит от температуры тела, агрегатного состояния вещества и еще некоторых факторов.

Вычислить внутреннюю энергию тела (или её изменение), учитывая движение отдельных молекул и их положение относительно друг друга, практически невозможно из-за их огромного числа. Поэтому необходимо уметь определять значение внутренней энергии (или её изменение) в зависимости от макроскопических параметров, которые можно непосредственно измерить.

Для идеального газа потенциальная энергия взаимодействия частиц пренебрежимо мала по сравнению с их кинетической энергией теплового движения, поэтому внутренняя энергия идеального газа определяется только кинетической энергией теплового движения частиц.

Внутренняя энергия идеального газа прямо пропорциональна его абсолютной температуре и не зависит от объёма и других макроскопических параметров, а также механического движения тела и его положения относительно других тел.



### Особенность внутренней энергии системы

1. Величина внутренней энергии системы  $U$  не зависит от того, каким способом термодинамическая система оказалась в данном состоянии.

Такие величины называются **функцией состояния** и обозначаются значком  $d$  (дэ), то есть  $dU$ . Есть ещё **функции процесса**, то есть величины, значения которых зависят от процесса, которым термодинамическая система оказалась в данном состоянии.

К таким величинам относится, например, работа газа. Функции процесса обозначается особым значком  $\delta$  (дэльта), то есть  $\delta A$ .

2. Если термодинамическая система оказывается изолированной от других тел, то для неё будет выполняться **закон сохранения внутренней энергии системы**:

*внутренняя энергия изолированной термодинамической системы не изменяется при любых процессах, происходящих в этой системе, то есть*

$$U = const \text{ или } \Delta U = 0.$$

### Внутренняя энергия $U$ идеального газа

Внутреннюю энергию идеального газа можно определить по формуле:

$$U = \frac{i}{2} \nu RT = \frac{i}{2} \frac{m}{\mu} RT, \quad (1)$$

где  $\nu = \frac{m}{\mu}$  - количество вещества, *МОЛЬ*;  $m$  - масса газа, *КГ*;  $\mu$  - молярная масса газа,  $\frac{\text{КГ}}{\text{МОЛЬ}}$ ;

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

$i$  - число степеней свободы молекул идеального газа.

Напомню, что

$i = 3$  для одноатомных газов (О, Н, Не и т.д.)

$i = 5$  для двухатомных газов ( $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2$ , СО и т.д.)

$i = 6$  для трёх и более атомных газов ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  и т.д.)

Из (1) следует, что внутренняя энергия идеального газа  $U$  прямо пропорциональна его абсолютной температуре  $T$  и количеству вещества  $\nu$  (или массе  $m$ ) газа.

При решении задач бывает полезной модификация этой формулы с помощью уравнения состояния

идеального газа:

$$U = \frac{i}{2} pV.$$


## Количество теплоты $Q$

Наблюдения показывают, что обмен энергией между термодинамическими системами может происходить следующими основными способами:

1. Путём совершения работы самой системой или внешними силами над системой.
2. В результате теплопередачи (теплообмена).
3. Путём обмена веществом.

**Теплопередачей** (или **теплообменом**) называется процесс передачи энергии от одного тела к другому без совершения над телом работы.

Наблюдения показывают, что тепловая энергия может самопроизвольно передаваться только от тел с более высокой температурой к телам с более низкой температурой и никогда наоборот.

**Количеством теплоты**  $Q$  (ку) называют энергию, которую тело отдает или получает в результате теплообмена.

$$[Q] = \text{Дж}, \text{Джоуль.}$$

## Виды теплопередачи

Существует три вида теплопередачи: теплопроводность, конвекция и тепловое излучение.

**Теплопроводностью** называется процесс передачи теплоты от более нагретых участков тела менее нагретым в результате теплового движения молекул.

Следует помнить, что при теплопроводности не происходит переноса вещества.

Теплопроводность у разных веществ различна.

Самой низкой теплопроводностью обладает вакуум, так как в вакууме нет молекул вещества и теплопередача может происходить лишь в результате теплового излучения. Хорошей теплопроводностью обладают металлы, поэтому ручки сковородок покрывают обычно теплоизоляторами (деревом, пластмассой и т.п.)

**Конвекцией** называется процесс переноса теплоты в жидкостях и газах потоками вещества, в основном в поле тяжести Земли, из-за различия в их плотностях (более плотные холодные части жидкости опускаются, вытесняя более лёгкие горячие части жидкости).

**Тепловым излучением** называется электромагнитное излучение, обусловленное тепловым движением атомов или молекул вещества, и происходящее за счёт уменьшения внутренней энергии тела.



## Виды теплоёмкости

Опыт показывает, что разным телам для нагревания их на 1 градус необходимо сообщить разное количество теплоты. В связи с этим вводят понятие теплоёмкости.

**Теплоёмкостью тела**  $C$  (цэ) называется количество теплоты, которое необходимо передать телу,

чтобы нагреть его на 1 К, то есть:

$$C = \frac{\delta Q}{dT}, \quad [C] = \frac{\text{Дж}}{\text{К}}.$$

Отсюда  $\delta Q = CdT$  - количество теплоты, которое необходимо передать телу, чтобы нагреть его на  $dT$  градусов Кельвина.

**Удельной теплоёмкостью**  $c$  (цэ) называется количество теплоты, которое необходимо передать 1 кг вещества для изменения его температуры на 1 К, то есть:

$$c = \frac{1}{m} \frac{\delta Q}{dT}, \quad [c] = \frac{\text{Дж}}{\text{кг} \cdot \text{К}}.$$

Отсюда  $\delta Q = cmdT$  - количество теплоты, которое необходимо передать телу массой  $m$ , чтобы нагреть его на  $dT$  градусов Кельвина.

Удельная теплоёмкость  $c$  (цэ) величина табличная.

**Молярной теплоёмкостью**  $C$  (цэ) называется количество теплоты, которое необходимо передать 1 моль вещества для изменения его температуры на 1 К, то есть:

$$C_v = \frac{1}{\nu} \frac{\delta Q}{dT}, [C] = \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}.$$

Отсюда  $\delta Q = C_v dT$  - количество теплоты, которое необходимо передать телу количеством вещества  $\nu$ , чтобы нагреть его на  $dT$  градусов Кельвина.

Величина теплоёмкости газов зависит от условий их нагревания, поэтому различают теплоёмкость при постоянном давлении  $c_p$  и  $C_p$ , а так же теплоёмкость при постоянном объёме  $c_v$  и  $C_v$ .



**Удельная теплоёмкость идеального газа при постоянном объёме**

$$c_v = \frac{i}{2} \frac{R}{\mu},$$

**Удельная теплоёмкость идеального газа при постоянном давлении**

$$c_p = \frac{i+2}{2} \frac{R}{\mu}.$$

**Молярная теплоёмкость идеального газа при постоянном объёме**

$$C_v = \frac{i}{2} R.$$

**Молярная теплоёмкость идеального газа при постоянном давлении**

$$C_p = \frac{i+2}{2} R,$$

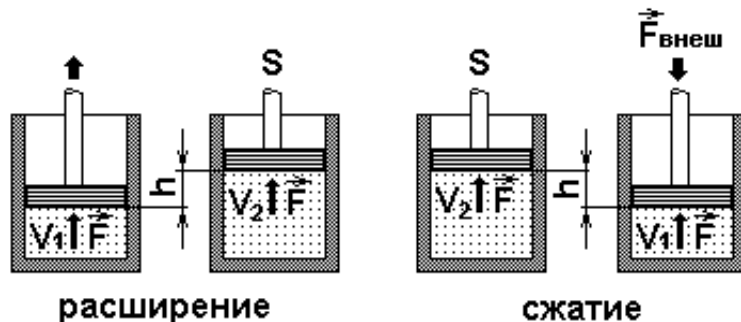
где  $\mu$  - молярная масса газа,  $\frac{\text{кг}}{\text{моль}}$ ;  $R = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$  - универсальная газовая постоянная,  $i$  - число степеней свободы молекул идеального газа.

### Работа газа

Газ совершает механическую работу только при его расширении или сжатии. Причем:

- если газ расширяется, то он совершает положительную работу, то есть  $A > 0$
- если газ сжимается, то он совершает отрицательную работу, то есть  $A < 0$

Если трения в системе нет, то работа, совершаемая внешними телами над газом, равна по величине и противоположна по знаку работе газа, то есть  $A_{\text{внешних}} = -A_{\text{газа}}$ , так как сила  $F$ , действующая на газ, со стороны поршня, противоположна силе  $F'$ , с которой газ действует на поршень, и равна ей по модулю (третий закон Ньютона), а перемещение остается тем же самым.



**Элементарная работа газа**

**Элементарную работу газа**  $\delta A$  можно определить по формуле:

$$\delta A = p dV,$$

где  $\delta A$  - элементарная работа газа, Дж,

$p$  - давление газа, Па,  $dV$  - элементарное изменение объёма, м<sup>3</sup>.

**Работа газа при произвольном процессе**

**Работу газа при произвольном процессе** можно определить по формуле:

$$A = \int_{V_1}^{V_2} p dV. \quad (2)$$

Из (2) следует, что при расширении  $\Delta V > 0$  газ совершает положительную работу, а при сжатии  $\Delta V < 0$  работа, совершаемая газом, отрицательная.

**Работа идеального газа при различных изопроцессах****Изохорический процесс**

(процесс, происходящий при постоянном объёме, то есть  $V = const$ )

Так как объём газа при изохорическом процессе не изменяется  $\Delta V = 0$ , то газ работу не совершает, то есть

$$A = 0.$$

**Изобарический процесс**

(процесс, происходящий при постоянном давлении, то есть  $p = const$ )

$$A = \int_{V_1}^{V_2} p dV = p(V_2 - V_1)$$

Таким образом, работу идеального газа при изобарическом процессе можно определить по формулам:

$$\begin{cases} A = p \Delta V \\ A = \frac{m}{\mu} R \Delta T \end{cases}$$



Увлекательная книга  
Только непонятная

**Изотермический процесс**

(процесс, происходящий при постоянной температуре, то есть  $T = const$ ).

$$A = \int_{V_1}^{V_2} p dV = \int_{V_1}^{V_2} \frac{m}{\mu} RT \frac{dV}{V} = \frac{m}{\mu} RT \ln \frac{V_2}{V_1} = \frac{m}{\mu} RT \ln \frac{p_1}{p_2}$$

Таким образом, работу идеального газа при изотермическом процессе можно определить по формулам:

$$\begin{cases} A = \frac{m}{\mu} RT \ln \frac{V_2}{V_1}, \\ A = \frac{m}{\mu} RT \ln \frac{p_1}{p_2} \end{cases}$$

где  $V_1$  и  $V_2$  - начальный и конечный объём газа, м<sup>3</sup>;  $p_1$  и  $p_2$  - начальное и конечное давление газа, Па; ln - натуральный логарифм;  $T$  - абсолютная температура, К;

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

### Адиабатный процесс

(процесс, протекающий без теплообмена с окружающей средой, то есть  $\Delta Q = 0$ )

Работу идеального газа при адиабатном процессе можно определить по формуле:

$$A = \frac{\nu R \Delta T}{1 - \gamma},$$

где  $\gamma = \frac{C_p}{C_v}$  - показатель Пуассона (или показатель адиабаты),

### Полиτροпный процесс

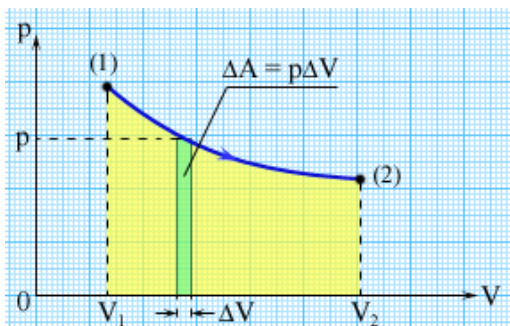
(процесс, протекающий при постоянной теплоёмкости, то есть  $C = const$ )

Работу идеального газа при политропном процессе можно определить по формуле:

$$A = \frac{\nu R \Delta T}{1 - n},$$

где  $n = \frac{C - C_p}{C - C_v}$  - показатель политропы.

### Геометрический смысл работы газа



Работа, совершаемая газом в процессе его расширения или сжатия при любом термодинамическом процессе, численно равна площади под кривой, графика зависимости давления газа  $p$  от его объема  $V$ .

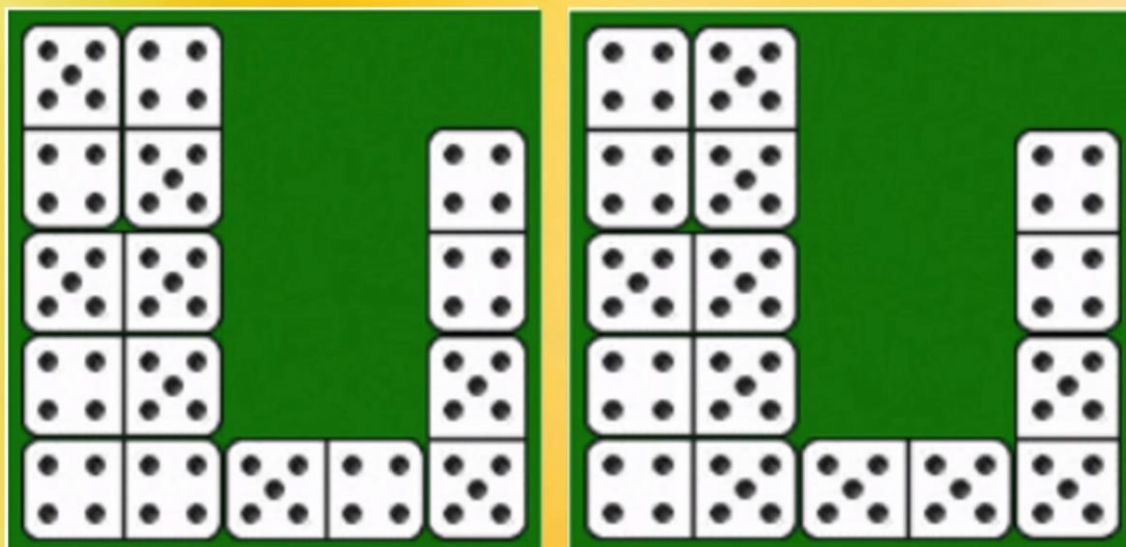


2050 год. Вооружение стало очень сложное, поэтому армия полностью профессиональная и элитная. Университет, 1 курс. Два студента.

—Ну что солдат? Тоже из армии отчислили?

# 31

## НАЙДИТЕ 4 РАЗЛИЧИЯ



## Взаимные превращения газов, жидкостей и твердых тел

**Плавление** — переход вещества из твердого состояния в жидкое

**Парообразование** — процесс превращения жидкости в газ

**Испарение** — процесс парообразования, происходящий при любой температуре со свободной поверхности жидкости

**Отвердевание** — переход вещества из жидкого состояния в твердое

**Конденсация** — процесс превращения пара в жидкость

**Кипение** — процесс парообразования, происходящий при температуре кипения во всем объеме жидкости

**Количество теплоты  $Q_{\text{нагр}}$ , которое необходимо для нагревания  $m$  кг вещества (или выделяющееся при его охлаждении)**

**Нагреванием** называется процесс, при котором температура тела увеличивается.

**Охлаждением** называется процесс, при котором температура тела уменьшается.

При нагревании тело поглощает тепло, а при охлаждении, наоборот, выделяет тепло в окружающую среду, величину которой можно определить по формуле

$$Q_{\text{нагр}} = cm(t_2 - t_1),$$

$Q_{\text{нагр}}$  - количество теплоты, Дж;

$m$  - масса вещества, кг;

$t_1$  - начальная температура тела, °С;  $t_2$  - конечная температура тела, °С,

$c$  (цэ) - удельная теплоёмкость тела (величина табличная),  $\frac{\text{Дж}}{\text{кг} \cdot \text{С}}$ .

**Удельной теплоёмкостью тела  $c$**  называется физическая величина, показывающая, какое количество теплоты необходимо передать 1 кг данного вещества, чтобы нагреть его на один градус.

**Количество теплоты, выделяющееся при сгорании  $m$  кг вещества**

При сгорании топлива выделяется тепло, величину которой можно определить по формуле

$$Q_{\text{сгор}} = qm,$$

$Q_{\text{сгор}}$  - количество теплоты, Дж;  $m$  - масса вещества, кг;

$q$  (ку) - удельная теплота сгорания (величина табличная),  $\frac{\text{Дж}}{\text{кг}}$ .

**Удельной теплотой сгорания  $q$**  называется физическая величина, показывающая, какое количество теплоты выделяется при сгорании 1 кг вещества.

$$Q = mc(t_2 - t_1) = mc\Delta t$$



## Загадка № 3

**Что не так на этой картинке?**  
(ответ ищи на будущих страницах)

### Плавление и кристаллизация

**Кристаллизацией** (или **затвердеванием**) называется процесс перехода вещества из жидкого состояния в твёрдое.

Кристаллизация происходит в результате охлаждения жидкости при определенной температуре.

**Температурой кристаллизации** (или **отвердевания**) называется температура, при которой вещество кристаллизуется (она же совпадает с **температурой плавления**).

При кристаллизации жидкости происходит скачкообразный переход от неупорядоченного расположения частиц (в жидкости) к упорядоченному (в твёрдом теле)

Сжатие жидкости при кристаллизации не происходит, так как молекулы в жидкости упакованы так же плотно, как и в твёрдом теле.

Процесс кристаллизации связан с выделением количества теплоты, равного теплоте плавления.

В процессе кристаллизации упорядочивается движение частиц жидкости, постепенно прекращается перемещение молекул, возникают связанные тепловые колебания относительно узлов кристаллической решетки.

Для начала кристаллизации необходимо, чтобы в жидкости имелись центры кристаллизации – неоднородности, вокруг которых начинается процесс образования твёрдой фазы. Если в жидкости отсутствуют центры кристаллизации, то она может быть охлаждена до температуры более низкой, чем температура кристаллизации. В обычных условиях это, как правило, не происходит.

При отвердевании средняя кинетическая энергия и скорость молекул в охлажденном расплавленном веществе уменьшаются. Силы притяжения могут удерживать медленно движущиеся молекулы друг относительно друга. Вследствие этого расположение частиц становится упорядоченным – образуется кристалл.

Выделяющаяся при кристаллизации энергия расходуется на поддержание постоянной температуры.

*Внутренняя энергия вещества при кристаллизации уменьшается.*

**Плавлением** называется явление перехода из кристаллического (твёрдого) состояния в жидкое.

То есть, плавление – процесс обратный кристаллизации.

Плавление кристаллических тел происходит при определенной температуре, аморфные тела не имеют температуры плавления, они переходят в жидкое состояние при нагревании постепенно.

При повышении температуры твёрдого тела возрастает кинетическая энергия колебания его молекул и амплитуда их колебаний. При определенной температуре, называемой **температурой плавления**, кинетическая энергия частиц становится достаточной для их перескакивания в соседнее положение. Твёрдое тело переходит в жидкое состояние.

Плавление твёрдого тела происходит при той же температуре, при которой это же вещество отвердевает.

При плавлении кристаллическая решетка разрушается.

Подводимое количество тепла идет на разрушение кристаллической решетки, то есть на увеличение потенциальной энергии молекул.

Средняя кинетическая энергия молекул при плавлении не изменяется.

*Внутренняя энергия вещества при плавлении увеличивается.*

В течении всего времени плавления и отвердевания температура не меняется.

Лишь после полного плавления льда или полного превращения воды в лед температура начинает меняться.

### Количество теплоты $Q$ необходимое для плавления $m$ кг вещества (или выделяющееся при его кристаллизации)

При плавлении вещество поглощает тепло, а при кристаллизации выделяет такое же количество теплоты, величину которой можно определить по формуле

$$Q_{\text{плав}} = \lambda m,$$

где  $Q_{\text{плав}}$  - количество теплоты, Дж;  $m$  - масса вещества, кг;

$\lambda$  (лямбда) - удельная теплота плавления (величина табличная),  $\frac{\text{Дж}}{\text{кг}}$ .

**Удельной теплотой плавления**  $\lambda$  называется физическая величина, показывающая, какое количество теплоты необходимо для превращения 1 кг твёрдого вещества в жидкое при температуре плавления.

### Испарение и конденсация

**Парообразованием** называется явление превращения жидкости в пар.

Существуют два вида парообразования - **испарение** и **кипение**.

Рассмотрим сначала испарение жидкости или твёрдого тела.

**Испарением** называют процесс парообразования, происходящий с открытой поверхности жидкости или твёрдого тела при любой температуре.

При испарении жидкость покидают наиболее быстрые молекулы, вследствие чего средняя кинетическая энергия поступательного движения оставшихся молекул уменьшается, а, следовательно, и температура жидкости понижается. Поэтому, чтобы температура испаряющейся жидкости оставалась постоянной, к ней надо непрерывно подводить определённое количество теплоты.

С точки зрения молекулярно-кинетической теории эти процессы объясняются следующим образом. Молекулы жидкости, участвуя в тепловом движении, непрерывно сталкиваются между собой. Это приводит к тому, что при любой температуре кинетическая энергия некоторых молекул жидкости или твёрдого тела может превышать потенциальную энергию их связи с другими молекулами  $E_K > E_{II}$ ,

то есть некоторые из них приобретают кинетическую энергию, достаточную для преодоления межмолекулярного притяжения. Такие молекулы, находясь у поверхности жидкости, могут вылететь из неё, образуя над поверхностью жидкости или твёрдого тела пар.

Большой кинетической энергией обладают молекулы, имеющие большую скорость, а температура тела зависит от скорости движения его молекул, следовательно, испарение сопровождается охлаждением жидкости, в результате чего *внутренняя энергия испаряющейся жидкости уменьшается*. Если нет притока энергии к жидкости извне, то испаряющаяся жидкость охлаждается.

При парообразовании подводимое количество теплоты расходуется на разрыв межмолекулярных связей.

Скорость испарения жидкости или твёрдого тела зависит:

- от площади открытой поверхности (*чем больше площадь поверхности, тем больше скорость испарения*),
- температуры жидкости или твёрдого тела (*чем выше температура тела, тем больше скорость испарения с его поверхности*),
- концентрации молекул вблизи жидкости или твёрдого тела (*чем выше концентрация молекул возле поверхности вещества, тем меньше скорость испарения*)
- наличия ветра (*так как он дополнительно уносит часть молекул от поверхности вещества, в результате чего меньшее число молекул возвращается обратно в жидкость или твёрдое тело*).

Таким образом, испаряются не только жидкости, но и твердые тела, но очень медленно. Например, можно сушить бельё на морозе. Испарение происходит с поверхности жидкости или твёрдого тела при любой температуре.

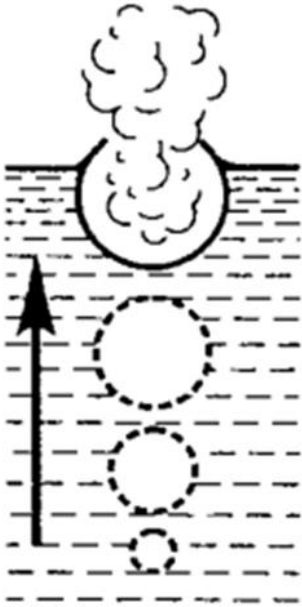
При испарении жидкость охлаждается, поэтому для поддержания постоянной температуры к ней нужно подводить количество теплоты, пропорциональное массе испаряющихся молекул

Интенсивность процесса испарения увеличивается с возрастанием температуры жидкости.





### Кипение жидкости



**Кипением** называется интенсивное парообразование, происходящее одновременно во всём объёме жидкости при определенной температуре.

**Температурой кипения** называется температура, при которой наблюдается кипение данной жидкости.

В жидкости всегда присутствуют растворенные газы, которые выделяются на дне и стенках сосуда, а так же на взвешенных в жидкости пылинках в виде пузырьков.

Со временем, а особенно при увеличении температуры, внутри пузырьков с их поверхности испаряются молекулы жидкости. Запкнутый объём пузырька оказывается заполненным не только воздухом, но и паром.

Пары жидкости, которые находятся внутри пузырьков, являются **насыщенными**.

С повышением температуры давление насыщенного пара растет быстрее, чем давление воздуха, поэтому в достаточно нагретой жидкости давление внутри пузырька можно считать равным давлению насыщенного пара.

С увеличением температуры давление насыщенных паров возрастает, пузырьки увеличиваются в размерах.

Увеличение объёма пузырька происходит, когда давление насыщенного пара внутри него  $p$  превосходит внешнее давление, равное сумме атмосферного  $p_a$  и гидростатического давления столба жидкости  $\rho gh$ :

$$p = p_a + \rho gh.$$

То есть, кипение жидкости начинается в тот момент, когда давление насыщенного пара внутри образовавшегося пузырька жидкости начинает превосходить внешнее давление на жидкость. Температура кипения жидкости зависит от внешнего давления. Чем больше внешнее давление, тем выше температура кипения.

Когда сила Архимеда превосходит силу сцепления пузырька со стенкой сосуда и силу тяжести пузырька  $mg$ , он отрывается от стенки и всплывает.

При подъеме в жидкости, имеющей постоянную температуру, пузырьки увеличиваются в объёме в соответствии с законом Бойля-Мариотта, так как внешнее давление по мере всплытия уменьшается.

Если верхние слои жидкости имеют более низкую температуру, то в этих слоях происходит конденсация пара в пузырьках. Давление стремительно падает и пузырьки захлопываются с характерным шумом.

У каждой жидкости своя температура кипения, которая зависит от давления насыщенного пара. Чем выше давление насыщенного пара, тем ниже температура кипения.

Во время кипения температура жидкости не меняется. Это происходит потому, что вся подводимая к жидкости энергия расходуется на превращение её в пар. Каждый лопнувший пузырек охлаждает жидкость.



**Конденсацией** называется процесс перехода пара из газообразного состояния в жидкое. Конденсация является обратным процессом парообразования. Вылетевшие молекулы начинают беспорядочно двигаться в тепловом движении газа. Они могут или навсегда удалиться от поверхности жидкости, или снова вернуться в жидкость. Этим и объясняется *конденсация пара*.

При конденсации количество теплоты, затраченное на испарение жидкости, выделяется обратно в окружающую среду.

Количество теплоты, получаемое жидкостью при конденсации, равно количеству теплоты, теряемому при её испарении.

Конденсация сопровождается выделением энергии.

Конденсация объясняет, например, образование облаков в верхних, более холодных, слоях воздуха.

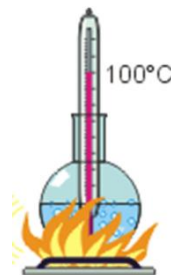
**Количество теплоты  $Q$  необходимое для испарения  $m$  кг вещества  
(или выделяющееся при его конденсации)  
при температуре кипения**

При кипении вещество поглощает тепло, а при конденсации-выделяет тепло, величину которой можно определить по формуле

$$Q_{\text{кип}} = r m,$$

$Q_{\text{кип}}$  - количество теплоты, Дж;  $m$  - масса вещества, кг;

$r$  (эр) - удельная теплота парообразования (величина табличная),  $\frac{\text{Дж}}{\text{кг}}$ .



**Удельной теплотой парообразования**  $r$  (эр) называется физическая величина, показывающая, какое количество теплоты необходимо для превращения 1 кг жидкости в пар при температуре кипения данной жидкости.

**Кипение.**

ня<sub>||</sub><sup>0</sup>    ня > ня<sub>||</sub><sup>0</sup>

ня<sub>1</sub><sup>0</sup>

Воздух-кун

Нагрев-сан

Нагрев-сан пропагандирует ня и воздух-кун начинает кавайтса, от чего в свою очередь стремится вверх, в отаку-нервану и когда кавайность Воздуха-куна достигает няш-точки он вырывается из массы жидкости-тян. в силу ограниченности влияния Нагрева-сана средний уровень кавайности тем меньше, чем дальше он от Нагрева-сана, но зона, расположенная близко от него может быть накаваена выше няш-точки, дэсу.

**Физика, это просто и понятно.**

### Уравнение теплового баланса

В замкнутой системе, на которую не действуют внешние силы (то есть  $A = 0$ ) и нет теплообмена с окружающей средой (то есть  $\Delta Q = 0$ ), изменения внутренней энергии системы не происходит (то есть  $\Delta U = 0$ ). В этом случае теплообмен возможен только между телами самой системы. Причём теплообмен будет происходить только до тех пор, пока температура всех тел станет одинаковой.

При этом тела с большей начальной температурой будут остывать, отдавая тепло, а тела с меньшей начальной температурой будут нагреваться, поглощая тепло. Это приводит к тому, что количество теплоты, которое отдали одни тела системы при их охлаждении, равно в точности количеству теплоты, которое получили другие тела системы при их нагревании, то есть:

$$(Q_1 + Q_2 + \dots + Q_i)_{\text{отданное}} = (Q_1 + Q_2 + \dots + Q_k)_{\text{полученное}}$$

Это уравнение называется **уравнением теплового баланса**.

### Первое начало термодинамики

(закон сохранения энергии при тепловых процессах)

Количество теплоты  $Q$ , переданное термодинамической системе, идёт на изменение её внутренней энергии  $\Delta U$  и на совершение системой работы  $A$  над внешними телами.

$$Q = \Delta U + A$$

$$Q = \Delta U + A$$



### Термодинамика различных изопроцессов

#### Изохорный процесс

(такой процесс осуществляется при нагревании или охлаждении газа в сосуде постоянного объёма)

При изохорном процессе объём газа не меняется ( $V = \text{const}$ ), поэтому работа газа равна нулю:

$$A = 0, \text{ так как } A = \int_{V_1}^{V_2} p dV.$$

Тогда изменение внутренней энергии системы  $\Delta U$ , согласно первому началу термодинамики, равно количеству теплоты  $Q$ , переданной системе:

$$Q = \Delta U.$$

*То есть, вся теплота  $Q$ , подведённая к системе, идёт на увеличение её внутренней энергии.*

Если газ нагревается, то  $Q > 0$  и  $\Delta U > 0$ , следовательно, его внутренняя энергия увеличивается.

При охлаждении газа  $Q < 0$  и  $\Delta U < 0$ , изменение внутренней энергии отрицательно и внутренняя энергия газа уменьшается.

#### Изотермический процесс

(такой процесс осуществляется при очень медленном нагревании или охлаждении газа, при котором успевают происходить теплообмен с окружающей средой, не изменяющий температуру газа)

При изотермическом процессе ( $T = \text{const}$ ) изменение внутренней энергии идеального газа равно нулю:

$$\Delta U = 0, \text{ так как } \Delta U = \frac{i}{2} \nu R \Delta T = \frac{i}{2} \frac{m}{\mu} R \Delta T.$$

Тогда, согласно первому началу термодинамики:  $Q = A$ .

*То есть, всё переданное газу количество теплоты  $Q$  идет на совершение газом работы  $A$ .*

Если газ получает теплоту  $Q > 0$ , то он совершает положительную работу ( $A > 0$ ). Если напротив газ отдает теплоту окружающей среде, то  $Q < 0$  и  $A < 0$ . Работа же внешних сил над газом в последнем случае положительна.



**Изобарный процесс**

(такой процесс осуществляется при нагревании или охлаждении газа, находящегося в цилиндре с легкоподвижным поршнем и не изменяющимся внешнем давлении)

При изобарном процессе ( $p = \text{const}$ ) первое начало термодинамики имеет вид:

$$Q = \Delta U + A.$$

То есть, передаваемое газу количество теплоты  $Q$  идет на изменение его внутренней энергии  $\Delta U$  и на совершение газом работы  $A$  над внешними телами.

**Адиабатный процесс**

(такой процесс осуществляется при быстром расширении или сжатии газа, когда теплообмен между газом и внешней средой не успевает произойти)

При адиабатном процессе  $\Delta Q = 0$  и, согласно первому началу термодинамики,  $0 = \Delta U + A$ , тогда

$$A = -\Delta U.$$

То есть, газ совершает работу только за счёт изменения своей внутренней энергии.

Согласно этому уравнению при совершении над системой положительной работы, например, при быстром сжатии газа, внутренняя энергия его увеличивается  $\Delta U > 0$ , что означает повышение температуры газа. И, наоборот, при быстром расширении газа сам газ совершает положительную работу ( $A > 0$ ) и внутренняя энергия его уменьшается  $\Delta U < 0$ , следовательно, газ охлаждается.

**СХЕМА РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ НА ТЕПЛОВЫЕ ПРОЦЕССЫ**

1. Первым делом, необходимо выяснить характер процесса, протекающего в газе. Если процесс непосредственно не указан, то его можно определить из условия задачи:

- если процесс протекает в закрытом сосуде, то процесс изохорический  $V = \text{const}$ ;
- если процесс протекает в горизонтально расположенном цилиндре с подвижным поршнем в отсутствии сил трения, либо в вертикально расположенном цилиндре с невесомым подвижным поршнем в отсутствии сил трения, то процесс изобарический  $p = \text{const}$ ;
- если процесс протекает очень медленно или в сосуде с большой теплопроводностью стенок, то процесс изотермический  $T = \text{const}$ ;
- если процесс протекает быстро или отсутствует теплообмен с окружающей средой (теплоизолированный сосуд), то процесс адиабатный  $\Delta Q = 0$ .

2. Если требуется найти количество теплоты  $Q$ , то обычно применяется либо первое начало термодинамики

$$Q = \Delta U + A,$$

либо формулу соответствующего теплового процесса:

$$Q = cm(t_2 - t_1), \quad Q = qm, \quad Q = \lambda m \quad \text{или} \quad Q = rm.$$

3. Если требуется найти работу газа, то:

- при  $V = \text{const}$

$$A = 0$$

- при  $p = \text{const}$

$$A = p\Delta V \quad \text{или} \quad A = \frac{m}{\mu} R\Delta T.$$

4. Если требуется найти изменение внутренней энергии системы  $\Delta U$ , то применяют первое начало термодинамики  $Q = \Delta U + A$ .

Если рассматривается жидкое или твёрдое тело, то при тепловых процессах изменением их объёма пренебрегают  $\Delta V = 0$  и, следовательно, механическая работа жидкого и твёрдого тел при их нагревании или охлаждении равна нулю  $A = 0$ .

Тогда согласно первому началу термодинамики, изменение их внутренней энергии происходит лишь за счёт нагревания, охлаждения или изменения агрегатного состояния тел.

Следует помнить, что:

- при нагревании внутренняя энергия тела увеличивается  $\Delta U > 0$ , а при охлаждении – уменьшается  $\Delta U < 0$ ,
- при плавлении теплота поглощается телом (хотя его температура не изменяется), в результате чего его внутренняя энергия увеличивается  $\Delta U > 0$ , а при кристаллизации теплота телом выделяется (хотя его температура не изменяется), в результате чего его внутренняя энергия уменьшается  $\Delta U < 0$ ,
- при испарении теплота поглощается телом, в результате чего его внутренняя энергия увеличивается  $\Delta U > 0$ , а при конденсации теплота телом выделяется, в результате чего его внутренняя энергия уменьшается  $\Delta U < 0$ .

5. Задачи, в которых рассматривается тепловое взаимодействие нескольких тел, обычно решаются с применением уравнения теплового баланса

$$(Q_1 + Q_2 + \dots + Q_i)_{\text{отданное}} = (Q_1 + Q_2 + \dots + Q_k)_{\text{полученное}}$$

При этом следует помнить, что:

- в такой записи уравнения теплового баланса в формуле  $Q = cm(t_2 - t_1)$  всегда следует вычитать из большей температуры меньшую, чтобы количество теплоты  $Q$  всегда получалось положительным.,
  - при плавлении теплота поглощается, а при кристаллизации теплота выделяется,
  - при кипении теплота поглощается, а при конденсации теплота выделяется.
6. Если рассматривается графическая задача на изменение агрегатных состояний вещества, то следует хорошо различать участки нагревания (охлаждения), плавления (кристаллизации) и кипения (конденсации). При этом следует обратить внимание на то, в каком агрегатном состоянии находилось вещество в начальный момент времени.



# Страничка красоты



## Тепловые машины

### Основные понятия и определения

**Самопроизвольным** называется процесс, происходящий без воздействия внешних сил.

В природе существует два вида термодинамических процессов: *обратимые* и *необратимые*.

**Обратимым** называется процесс, при котором возвращение системы в первоначальное состояние не сопровождается какими-либо изменениями в окружающей среде.

(например:

- механические процессы без наличия сил трения и сопротивления,
- незатухающие колебания маятника в вакууме, абсолютно упругий удар,
- незатухающие электромагнитные колебания в колебательном контуре и др.)

**Необратимым** называется процесс, при котором возвращение системы в первоначальное состояние сопровождается какими-либо изменениями в окружающей среде.

(например:

- движение при наличии трения и сопротивления,
- передача тепла от горячего тела к холодному,
- явления переноса и др.)

Так как все реальные процессы происходят при наличии трения и сопротивления, а также при наличии неизбежных потерь тепла, следовательно, все реальные процессы являются необратимыми.

Необратимые процессы в обратную сторону самопроизвольно не происходят (например, процессы теплообмена).

**Круговым процессом** (или **циклом**) называется ТД процесс, в результате которого ТДС возвращается в исходное состояние.

На диаграммах состояния круговые процессы изображаются в виде замкнутых кривых.

ТДС можно перевести из одного состояния в другое как в прямом 1-2, так и в обратном 2-1 направлениях (причём как по той же самой кривой (2 а 1) либо по любой другой (2 в 1).

*Обратимый процесс в обратном направлении происходит по той же самой кривой, а необратимый по другой кривой.*

**Прямой цикл** тепловой машины называется цикл, в результате которого рабочее тело тепловой машины совершает положительную работу (*по прямому циклу работают тепловые машины*).

На диаграмме  $p - V$  прямой цикл протекает по часовой стрелке.

**Обратный цикл** тепловой машины называется цикл, в результате которого рабочее тело тепловой машины совершает отрицательную работу (*по обратному циклу работают холодильные машины*).

На диаграмме  $p - V$  обратный цикл протекает против часовой стрелки.

### Круговые процессы. Тепловые машины.

Если за цикл совершается положительная работа

то он называется **прямым**

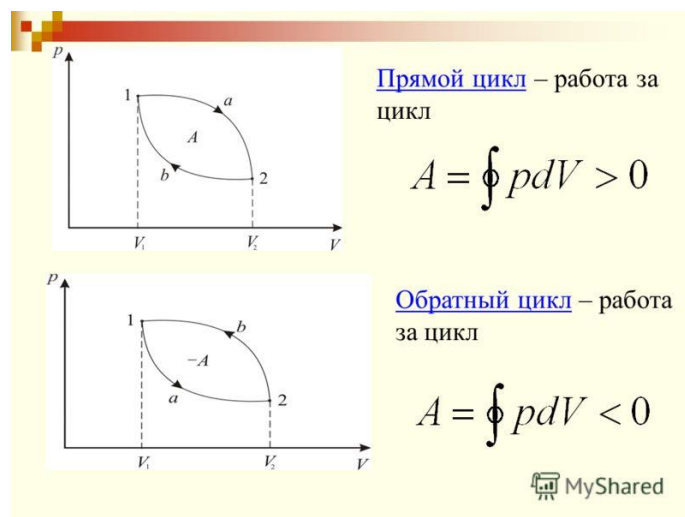
$$A = \oint pdV > 0$$

Если за цикл совершается отрицательная работа

$$A = \oint pdV < 0$$

он называется **обратным**

MyShared



**Ответ на загадку № 3 (стр. 37)**

Не бывает в календаре 31 июня

## Тепловая машина

**Тепловой машиной** называется устройство, превращающее внутреннюю энергию источника теплоты в механическую работу.



Некоторые виды тепловых машин:

- паровая машина;
- паровая турбина;
- двигатель внутреннего сгорания;
- реактивный двигатель.

**Тепловыми двигателями** называются машины, предназначенные для преобразования тепловой энергии в механическую работу.

**Холодильными машинами** называются машины, предназначенные для передачи тепла от холодных тел к более нагретым телам.

Во всех двигателях энергия топлива сначала переходит в энергию газа или пара. Газ, расширяясь, совершает работу и при этом охлаждается. Часть его внутренней энергии превращается в механическую работу.

Любой тепловой двигатель, независимо от его конструктивных особенностей, состоит из трех основных частей:

- **рабочее тело** (это вещество, совершающее работу в тепловой машине (обычно это газ или пар, так как именно в газообразном состоянии вещество сильнее всего расширяется при нагревании),
- **нагреватель** (это тело или окружающая среда с температурой больше температуры рабочего тела, которые передают тепловую энергию рабочему телу),
- **холодильник** (это тело или окружающая среда с температурой меньше температуры рабочего тела, которые поглощают часть тепловой энергии от рабочего тела).



### Условия, необходимые для работы периодического теплового двигателя

1. Наличие рабочего тела (обычно газ или пар).
2. Использование при работе кругового процесса.
3. Наличие нагревателя и холодильника.

### Схема работы теплового двигателя

Для непрерывного совершения механической работы рабочее тело после совершения полезной работы должно быть возвращено в первоначальное состояние.

Наблюдения показывают, что всегда превращение теплоты в работу сопровождается потерями тепловой энергии.

Необходимым условием циклического получения механической работы в тепловом двигателе является наличие «нагревателя» и «холодильника».

Обозначим через  $T_1$  начальную температуру рабочего тела двигателя, называемую **температурой нагревателя**. Это температура газа или пара, которые будут совершать работу. Чаще всего повышение температуры газа происходит за счет сгорания топлива внутри самого двигателя.

По мере своего расширения и совершения при этом положительной работы, газ теряет энергию и охлаждается до некоторой температуры  $T_x$ .

Эта температура не может быть значительно ниже температуры окружающей среды, так как в противном случае давление газа станет ниже атмосферного и двигатель работать не сможет.



Обычно температура  $T_x$  несколько больше температуры окружающей среды. Её называют *температурой холодильника*.

Чтобы вернуть газ в исходное состояние, его необходимо охладить и сжать, причём так, чтобы работа при сжатии газа была меньше работы газа при расширении. Таким образом, одна часть тепловой энергии, полученной от нагревателя, превращается в полезную механическую работу, а другая теряется, передаваясь *холодильнику*.

Холодильником может служить окружающая среда или специальное устройство для охлаждения и конденсации отработанного пара – конденсатор. В последнем случае его температура может быть несколько ниже температуры окружающей среды за счет принудительного внешнего охлаждения.

*Давление газа при сжатии ниже, чем при расширении, что обеспечивает полезную работу двигателя.*

Поскольку газ возвращается в исходное состояние, то применение первого закона термодинамики приводит к следующему равенству между полезной работой  $A$ , полученной в одном цикле, количеством теплоты  $Q_H$ , переданным нагревателем рабочему телу, и количеством теплоты  $Q_X$ , отданным рабочим телом холодильнику:  $A = Q_H - |Q_X|$ .

### Термический КПД тепловой машины

Для характеристики экономичности различных двигателей вводят понятие *коэффициента полезного действия*, который показывает, какая часть тепловой энергии, полученной рабочим телом от нагревателя, идёт на совершение работы.

*Коэффициентом полезного действия (КПД) теплового двигателя  $\eta$*  (эта) называется величина, равная отношению полезной работы  $A$ , совершенной двигателем, к количеству теплоты, полученной

от нагревателя:

$$\eta = \frac{A}{Q_H} = \frac{Q_H - |Q_X|}{Q_H},$$

где  $A$  - полезная работа двигателя, Дж;  $Q_H$  и  $Q_X$  — количество теплоты, полученное рабочим телом двигателя от нагревателя  $Q_H$  и переданное холодильнику  $Q_X$ , Дж.



Что? Цикл Карно!!!

### Цикл Карно

В начале XIX века французский инженер Сади Карно исследовал пути повышения КПД тепловых двигателей. Он предложил цикл, имеющий максимально возможный КПД при данных температурах нагревателя и холодильника.

Цикл Карно состоит из двух изотермических и двух адиабатных процессов.

*Цикл Карно – самый эффективный из всех возможных циклов тепловых двигателей.*

Однако на практике такой цикл не осуществляют из-за того, что изотермический процесс протекает очень медленно.

*Идеальной тепловой машиной* называется воображаемая машина, работающая по циклу Карно.

Практическое значение идеальной тепловой машины Карно в том, она имеет максимально возможный КПД при данных температурах нагревателя и холодильника и определяет верхний предел КПД всех реальных тепловых машин.

КПД идеальной тепловой машины можно определить по **теореме Карно**:  
Термический КПД цикла Карно не зависит от физических и химических свойств рабочего тела, а определяется лишь абсолютной температурой нагревателя  $T_H$  и холодильника  $T_X$ :

$$\eta = \frac{T_H - T_X}{T_H},$$

где  $T_H$  - температура нагревателя, а  $T_X$  - температура холодильника.

Для идеальной тепловой машины справедливо так же и формула для определения КПД реальной тепловой машины:

$$\eta = \frac{A}{Q_H} = \frac{Q_H - |Q_X|}{Q_H}.$$

### Принцип работы идеальной тепловой машины

Идеальный газ приводят в контакт с нагревателем и предоставляют ему возможность расширяться изотермически, то есть при температуре нагревателя (состояние 1-2), при этом газ получает от нагревателя количество теплоты  $Q_H$ .

Когда расширившийся газ перейдет в состояние 2, его теплоизолируют от нагревателя и дают возможность расширяться адиабатически, при этом газ совершает работу за счет убыли своей внутренней энергии.

Расширяясь адиабатически (состояние 2-3), газ охлаждается до тех пор, пока его температура не будет равна температуре холодильника (состояние 3).

Теперь газ приводят в контакт с холодильником, в результате чего он изотермически сжимается (состояние 3-4), отдавая холодильнику количество теплоты  $Q_2$ . Газ переходит в состояние 4.

Затем газ теплоизолируют от холодильника и сжимают адиабатически (состояние 4-1). При этом температура газа увеличивается и достигает температуры нагревателя (состояние 1).

В результате такого процесса газ возвращается в первоначальное состояние и процесс повторяется сначала.

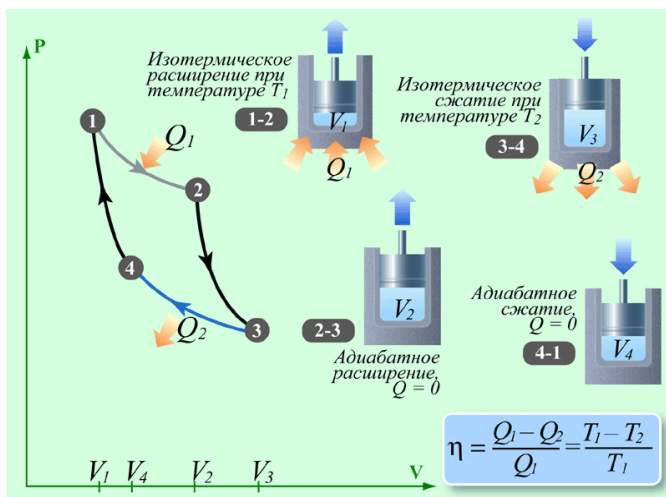


Рис. 1

В процессе изотермического расширения 1-2 при температуре  $T_1$  работа совершается за счет изменения внутренней энергии нагревателя, то есть за счет подводимого к газу количества тепла

$$A_{12} = Q_1$$

Охлаждение газа перед сжатием происходит при адиабатном расширении 2-3. Все изменение внутренней энергии при таком процессе ( $\Delta Q = 0$ ) преобразуется в механическую работу

$$A_{23} = -\Delta U_{23}$$

Температура газа в результате адиабатного расширения 2-3 понижается до температуры холодильника  $T_2 < T_1$ .

В процессе 3-4 газ изотермически сжимается, передавая холодильнику количество теплоты  $Q_2$ .

$$A_{34} = A_{сж} = Q_2$$

Цикл завершается процессом адиабатного сжатия 4-1 ( $\Delta Q = 0$ ), при котором газ нагревается до температуры  $T_1$ .

Любая реальная тепловая машина, работающая с нагревателем, имеющим температуру  $T_1$ , и холодильником с температурой  $T_2$ , не может иметь КПД, превышающий КПД идеальной тепловой машины.

Для повышения КПД теплового двигателя следует понижать температуру холодильника и увеличивать температуру нагревателя.

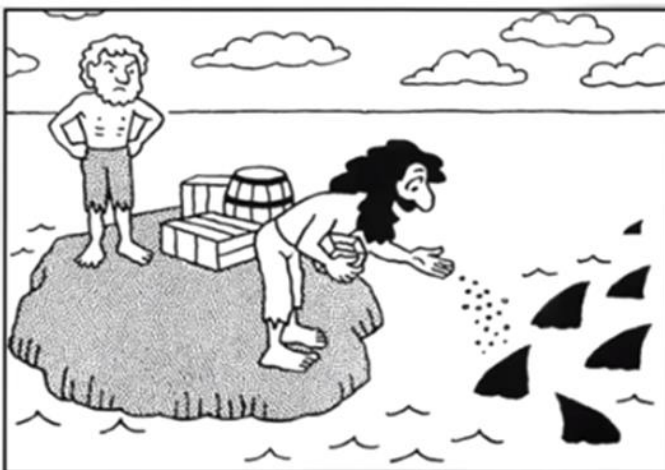
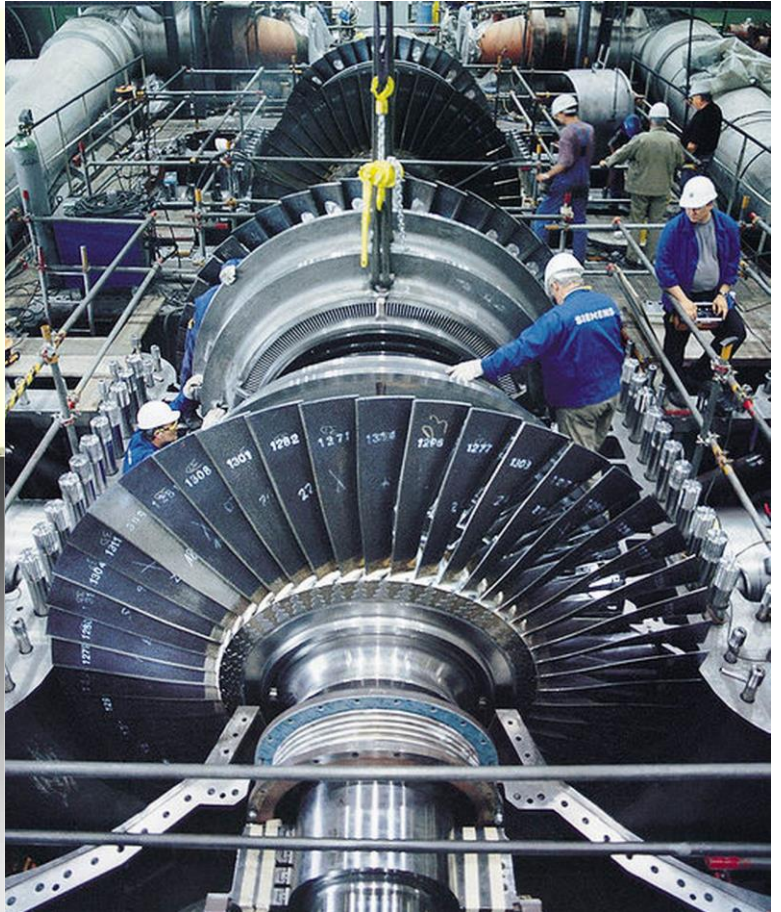
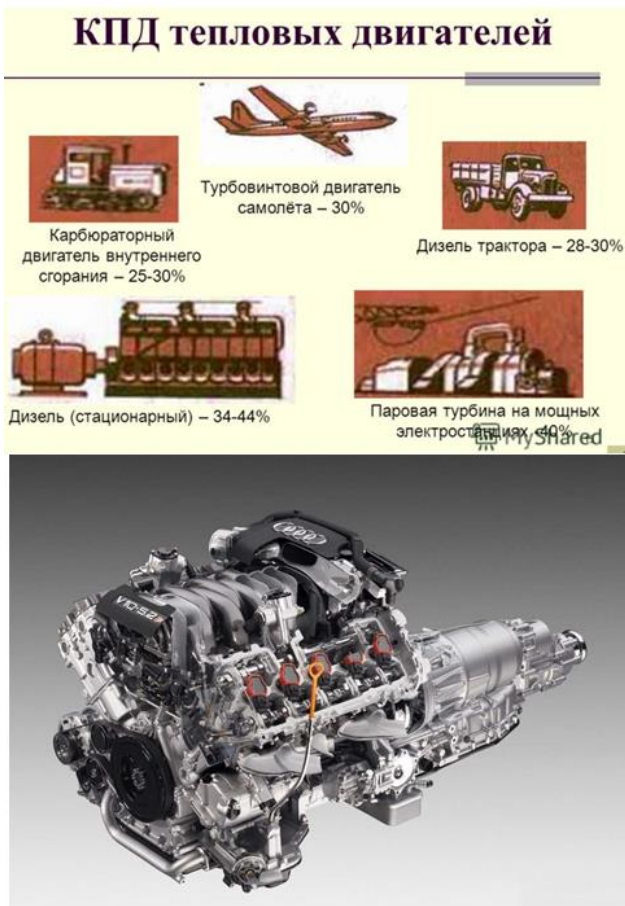
Понижать температуру холодильника искусственно невыгодно, так как это требует дополнительных затрат энергии.

Повышать температуру нагревателя можно тоже до определенного предела, так как различные материалы обладают различной жаропрочностью при высоких температурах.

В реальных тепловых машинах цикл Карно не осуществляется из-за значительных трудностей осуществления изотермического процесса (для этого процесс должен протекать очень медленно, чтобы успевал происходить теплообмен между частями тепловой машины).

Однако формула Карно показала, что существуют неиспользованные резервы повышения КПД, так как практический КПД очень сильно отличается от КПД цикла Карно.

Двигатели Дизеля имеют КПД 20-40%, паровые турбины – около 30%.



Найди 7 отличий

## Неравенство Клаузиуса

### Обратимый термодинамический цикл

Для обратимого цикла Карно имеем

$$\eta = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1} = \frac{T_1 - T_2}{T_1}, \text{ следовательно, } 1 - \frac{Q_2}{Q_1} = 1 - \frac{T_2}{T_1} \Rightarrow \frac{Q_2}{Q_1} = \frac{T_2}{T_1} \Rightarrow \frac{Q_1}{T_1} = \frac{Q_2}{T_2}.$$

$$\text{при нагревании } Q_1 > 0 \Rightarrow \frac{Q_1}{T_1} > 0, \text{ при охлаждении } Q_1 < 0 \Rightarrow \frac{Q_2}{T_2} < 0.$$

Тогда с учётом знака можно записать

$$\frac{Q_1}{T_1} + \frac{Q_2}{T_2} = 0.$$

То есть для обратимого цикла получим:

$$\sum \frac{Q_i}{T_i} = 0.$$

*Приведённым количеством теплоты*  $Q^*$  называется скалярная величина, равная отношению количества теплоты  $Q$ , полученное при изотермическом процессе с температурой  $T$ , к величине этой температуры, то есть  $Q^* = \frac{Q}{T}$ .

Любой произвольный обратимый процесс можно разбить на бесконечное множество элементарных изотермических процессов. Тогда на каждом таком участке  $\delta Q_i^* = \frac{\delta Q_i}{T_i}$  и для всего обратимого цикла

можно записать:

$$Q_{обр}^* = \lim_{n \rightarrow \infty} \sum_{i=1}^n \left( \frac{\delta Q_i}{T_i} \right)_{обр} = \oint \left( \frac{\delta Q_i}{T_i} \right)_{обр} = 0.$$

Таким образом, в случае обратимого цикла имеем:  $Q_{обр}^* = \oint \left( \frac{\delta Q_i}{T_i} \right)_{обр} = 0$ .

### Необратимый термодинамический цикл

Для необратимого цикла Карно имеем

$$\eta = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1} < \frac{T_1 - T_2}{T_1}, \text{ следовательно, } 1 - \frac{Q_2}{Q_1} < 1 - \frac{T_2}{T_1} \Rightarrow \frac{Q_2}{Q_1} > \frac{T_2}{T_1} \Rightarrow \frac{Q_2}{T_2} > \frac{Q_1}{T_1}.$$

$$\text{при нагревании } Q_1 > 0 \Rightarrow \frac{Q_1}{T_1} > 0, \text{ при охлаждении } Q_1 < 0 \Rightarrow \frac{Q_2}{T_2} < 0.$$

Тогда с учётом знака, а также того, что  $\left| -\frac{Q_2}{T_2} \right| > \frac{Q_1}{T_1}$  можно записать  $\frac{Q_1}{T_1} + \frac{Q_2}{T_2} < 0$ .

То есть для необратимого цикла получим:  $\sum \frac{Q_i}{T_i} < 0$ .

Любой произвольный необратимый процесс можно разбить на бесконечное множество элементарных изотермических процессов. Тогда на каждом таком участке  $\delta Q_i^* = \frac{\delta Q_i}{T_i}$  и для всего необратимого

цикла можно записать:

$$Q_{необр}^* = \lim_{n \rightarrow \infty} \sum_{i=1}^n \left( \frac{\delta Q_i}{T_i} \right)_{необр} = \oint \left( \frac{\delta Q_i}{T_i} \right)_{необр} < 0.$$

Таким образом, в случае необратимого цикла имеем:  $Q_{необр}^* = \oint \left( \frac{\delta Q_i}{T_i} \right)_{необр} < 0$ .

Отсюда следует **неравенство Клаузиуса** для приведённого количества теплоты:

Сумма приведённых количеств теплоты для любого реального цикла не может быть больше нуля:

$$\oint \frac{\delta Q}{T} \leq 0.$$

### Энтропия

Понятие энтропия в термодинамику впервые ввёл Р. Клаузиус в 1865 г. на основе своего неравенства  $\oint \frac{\delta Q}{T} \leq 0$ . Здесь интеграл берётся по любому замкнутому процессу, при котором

система получает или отдаёт малые количества теплоты  $\delta Q$  при соответствующих значениях температуры  $T$ . В случае обратимого процесса из неравенства Клаузиуса следует, что

$\oint \left( \frac{\delta Q}{T} \right)_{обр} = 0$ , то есть интеграл какой-то неизвестной в то время функции по произвольному

замкнутому контуру равен нулю. С математической точки зрения это означает, что величина этой функции не зависит от того, каким способом система оказалась в данном состоянии. Таким свойством обладает, например, внутренняя энергия. С точки зрения физики, такие величины очень удобны для описания различных параметров системы, так как изменение этих величин не зависит от способа, которым система оказалась в данном состоянии (то есть изотермически, изохорически или любым другим способом вы перевели систему из начального состояния в конечное), а определяется лишь начальными и конечными параметрами системы. Поэтому Клаузиус обратил на это внимание и ввел новую величину, которую назвал *энтропией*  $S$ .

Из неравенства Клаузиуса следует, что элементарное изменение энтропии

$$dS = \frac{\delta Q}{T}.$$

Тогда энтропию системы в любом произвольном состоянии можно определить по формуле

$$S = \int_0^{T_1} \frac{\delta Q}{T},$$

а изменение энтропии системы при переходе из начального в конечное состояние в случае обратимого

процесса равно

$$\Delta S = S_2 - S_1 = \int_1^2 \frac{\delta Q}{T}.$$

Таким образом,

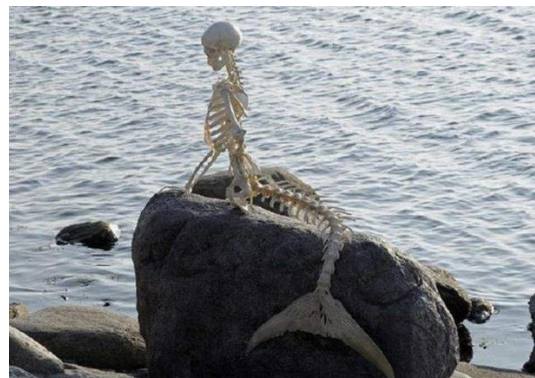
*Энтропией* называется функция состояния термодинамической системы, дифференциал которой  $dS$  при обратимом процессе равен отношению бесконечно малого количества теплоты  $\delta Q$ , сообщенного системе, к термодинамической температуре  $T$  системы в данный момент времени:

$$dS = \frac{\delta Q}{T}$$

Энтропия определяется с точностью до постоянной величины, поэтому смысл имеет лишь ее изменение при переходе системы из состояния 1 в состояние 2. Разность энтропий в двух состояниях при обратимом процессе равна

$$S_2 - S_1 = \int_1^2 \frac{\delta Q}{T}.$$

Долго ждал свой диплом



В настоящее время существует два определения энтропии: термодинамическое (как её ввёл Клаузиус) и статистическое (как её ввёл Больцман):

1.. **Энтропией** термодинамической системы в данном состоянии называется величина, равная

$$S = \int_0^{T_1} \frac{\delta Q}{T},$$

где

$\delta Q$  -элементарное количество теплоты, переданное термодинамической системе, при температуре  $T$  .

Это определение в основном используется в термодинамике.

2.. **Энтропией** термодинамической системы в данном состоянии называется величина, равная

$$S = k \ln \Omega,$$

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

$\Omega$  - статистический вес данного термодинамического состояния системы.

Это определение в основном используется в теоретической физике.

Статистический вес показывает число микросостояний системы, которыми может быть реализовано данное макросостояние. (то есть  $\Omega=100$  означает, что существует 100 способов, которыми можно осуществить данное состояние системы).

Обе формулировки в итоге оказываются эквивалентными.

Физический смысл энтропии раскрыл несколько позже Больцман в рамках статистической физики: *энтропия системы определяет вероятность нахождения термодинамической системы в данном*

*состоянии*

$$p \sim e^{\frac{S}{k}},$$

где  $p$  - вероятность нахождения системы в данном термодинамическом состоянии;

$S$  - энтропия системы;

$e = 2.72$  - основание натурального логарифма (Неперово число);

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

### Энтропия системы при обратимом цикле

Энтропия изолированной термодинамической системы, совершающей обратимый цикл, не изменяется с течением времени, то есть

$$\Delta S = 0.$$

Энтропия неизолированной термодинамической системы, совершающей обратимый цикл, может как увеличиваться (если  $\delta Q > 0$ ), так и уменьшаться (если  $\delta Q < 0$ ).

### Энтропия системы при необратимом цикле

Энтропия изолированной термодинамической системы, совершающей необратимый цикл, всегда возрастает с течением времени, то есть

$$\Delta S > 0$$





### Основные свойства энтропии

1. Энтропия является функцией состояния (то есть её величина не зависит от того, каким способом система оказалась в данном состоянии),
2. энтропия величина аддитивная (то есть энтропия системы равна сумме энтропий каждой части системы),
3. в состоянии устойчивого термодинамического равновесия энтропия системы достигает максимального значения,
4. в случае равновесного (то есть обратимого) кругового процесса энтропия системы не изменяется,
5. энтропия системы определяет вероятность её нахождения в данном термодинамическом состоянии,
6. при изохорическом процессе энтропия системы является монотонно возрастающей функцией внутренней энергии системы,
7. понятие энтропии имеет двойное толкование:

- макроскопическое 
$$S = \int_0^{T_1} \frac{\delta Q}{T},$$

- микроскопическое 
$$S = k \ln \Omega.$$

8. энтропия характеризует степень неравномерности распределения энергии любого вида (тепловой, электрической, магнитной, химической и т.д.) в системе.

### Второе начало термодинамики

(определяет направление протекания всех реальных термодинамических процессов)

Первый закон термодинамики не определяет направление тепловых процессов.

Часто процессы, допустимые с точки зрения закона сохранения энергии, не реализуются в действительности. Почему так происходит, отвечает второй закон термодинамики. Этот закон был установлен путем непосредственного обобщения опытных фактов и имеет несколько эквивалентных формулировок.

#### Второе начало термодинамики:

*в циклически действующем тепловом двигателе невозможно полностью преобразовать все количество теплоты, полученное от нагревателя, в механическую работу.*

В этой формулировке отражён тот опытный факт, что невозможно создать тепловую машину, состоящую только из нагревателя и рабочего тела. Для того, чтобы тепловая машина могла совершать непрерывно положительную работу, обязательно должен быть холодильник.

Используя понятие энтропии, второе начало термодинамики можно сформулировать по-другому.

***Второе начало термодинамики (закон возрастания энтропии):***

*Энтропия замкнутой термодинамической системы при любых процессах остаётся неизменной в случае обратимых процессов, либо возрастает в случае необратимых процессов, то есть*

$$\Delta S \geq 0$$

В этой формулировке второй закон термодинамики указывает направление любых самопроизвольно протекающих процессов в термодинамически изолированных системах, то есть в этом случае никогда самопроизвольно не будут протекать процессы, в которых энтропия системы уменьшается, даже если эти процессы не запрещаются законом сохранения энергии.

*В этом состоит физический смысл второго начала термодинамики:*

***все реальные процессы в изолированной системе протекают в сторону возрастания энтропии.***

Важность этого закона состоит так же и в том, что из него можно вывести заключение о необратимости не только процессов теплопередачи, но и других процессов в природе.

Закон возрастания энтропии справедлив только для изолированных систем. С помощью внешней системы можно уменьшить энтропию тела. Однако суммарная энтропия тела и внешней системы уменьшиться не может.

Если изолированная система находится в состоянии с максимальной энтропией, то в ней не могут происходить никакие процессы, поскольку любой процесс привел бы к увеличению энтропии. Таким образом, *состояние с максимальной энтропией является наиболее устойчивым состоянием изолированной системы.*

Самопроизвольные процессы в изолированных системах идут всегда в направлении роста энтропии. т.е. *для любого процесса в изолированной системе энтропия конечного состояния не может быть меньше энтропии начального состояния.* Это следствие закона возрастания энтропии.

Если процесс обратим, то энтропия системы не меняется.

- если процесс обратимый, то

$$dS = \frac{\delta Q}{T},$$

- если процесс необратимый, то энтропия кроме приращения  $dS = \frac{\delta Q}{T}$  (знак которого зависит от знака  $\delta Q$ ), получает ещё и дополнительное положительное приращение, обусловленное

необратимостью данного процесса. В итоге  $dS > \frac{\delta Q}{T}$  (даже если  $\delta Q = 0$ ).

При протекании необратимого процесса в системе отдающей теплоту ( $\delta Q < 0$ ) энтропия может как увеличиваться, так и уменьшаться (если  $\frac{\delta Q}{T}$  окажется больше доли приращения энтропии, которая обусловлена необратимостью процесса).

При протекании обратимого процесса в неизолированной системе энтропия может как увеличиваться (если  $\delta Q > 0$ ), так и уменьшаться (если  $\delta Q < 0$ )





### Статистическое толкование второго закона термодинамики

Изолированная система самопроизвольно переходит из менее вероятного состояния в более вероятное.

Замкнутая система многих частиц самопроизвольно переходит из более упорядоченного состояния в менее упорядоченное.

Это объясняется тем, что число микросостояний, соответствующих менее упорядоченному состоянию системы, всегда во много раз превышает число микросостояний, соответствующих упорядоченному состоянию.

Так при диффузии газы смешиваются, равномерно распределяясь по объему.

### Третье начало термодинамики (теорема Нернста)

(говорит о поведении энтропии системы вблизи абсолютного нуля температур)

Первый и второй законы термодинамики ничего не говорят о том, как будет вести себя энтропия термодинамической системы при стремлении её температуры к абсолютному нулю. При температуре  $T = 0\text{K}$  любая термодинамическая система находится в состоянии, статистический вес которого равен единице. Согласно формуле  $S = k \ln \Omega$  энтропия системы в этом случае должна быть равна нулю (так как  $\ln 1 = 0$ )

### Третье начало термодинамики (теорема Нернста):

*энтропия всех тел в состоянии термодинамического равновесия стремится к нулю при приближении их температуры к абсолютному нулю, то есть*

$$\lim_{T \rightarrow 0} S \rightarrow 0.$$

Анализ этого закона говорит о том, что при  $T = 0\text{K}$  теплоёмкость любого тела становится равной нулю, а отсюда следует, что можно сколь угодно близко приближать температуру тела к абсолютному нулю, однако достичь температуры абсолютного нуля невозможно.



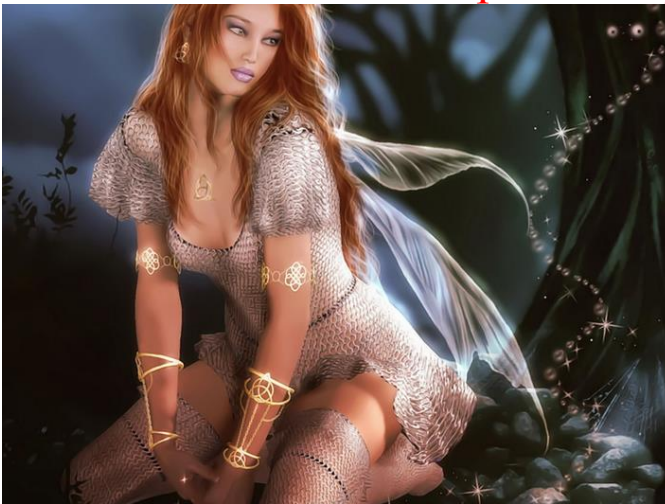
Смешной ты мужик. Не правильно ты физику учишь



Профессор спрашивает: «почему летом светлое время суток длиннее, чем зимой?»

Один из студентов, изучив тепловые явления, выдвинул гипотезу: «Дни от тепла летом удлиняются, а зимой от холода укорачиваются».

Страничка фантазии



### Явления переноса

Если в веществе существует пространственная неоднородность плотности, температуры или скорости упорядоченного перемещения отдельных слоёв вещества, то происходит самопроизвольное выравнивание этих неоднородностей. В веществе возникают потоки энергии, молекул вещества, а также импульса упорядоченного движения частиц. Эти потоки характерны для неравновесных состояний вещества и являются физической основой особых процессов, объединённых общим названием **явлений переноса**.

**Явлениями переноса** называют группу процессов, связанных с неоднородностями плотности (диффузия), температуры (теплопроводность) и скорости упорядоченного перемещения отдельных слоёв вещества (вязкость).

Выравнивание таких неоднородностей и приводит к возникновению явлений переноса: **диффузии, теплопроводности и вязкости** (или **внутреннего трения**).

### Средняя длина свободного пробега молекулы

Согласно молекулярно-кинетической теории, молекулы газа находятся в постоянном хаотическом движении, перемещаясь по всему объёму, который занимает газ. Средняя скорость хаотического движения исчисляется сотнями и даже тысячами метров в секунду. Но перемещение молекул по объёму происходит со скоростями гораздо меньшими. Это вызвано тем, что в процессе хаотического движения происходит постоянное сближение молекул. Сблизившиеся друг с другом молекулы под действием сил взаимного отталкивания, изменяют направление своего движения. Эффект изменения направления движения называют **соударением молекул**. В результате соударения молекулы движутся по ломаным линиям, что и заменяет скорость перемещения по объёму.

Расстояние  $\lambda$ , проходимое молекулой от одного соударения до другого, называют **длиной свободного пробега**. Так как при хаотическом движении соударения носят случайный характер, то длина свободного пробега  $\lambda$  все время меняется. Поэтому можно говорить о **средней длине свободного пробега**  $\langle \lambda \rangle$ . Величина  $\langle \lambda \rangle$  является характеристикой всей совокупности молекул газа при заданных значениях давления и температуры.

**Средней длиной свободного пробега молекулы**  $\langle l \rangle$  называется среднее расстояние, которое пролетает молекула между двумя последовательными столкновениями.

$$\langle l \rangle = \frac{1}{\sqrt{2}\pi d^2 n},$$

где  $\langle l \rangle$  - средняя длина свободного пробега молекулы, м;  $n$  - концентрация молекул газа,  $\frac{1}{\text{м}^3}$ ,

$d$  - эффективный диаметр молекулы, м.

**Эффективным диаметром молекулы**  $d$  называется минимальное расстояние, на которое могут приблизиться молекулы друг к другу при столкновении.

### Диффузия



**Диффузией** называется явление самопроизвольного взаимного проникновения соприкасающихся веществ друг в друга вследствие теплового движения атомов или молекул вещества, приводящее к выравниванию их концентраций по всему занимаемому объёму.

В химически однородном веществе явление диффузии заключается в переносе массы вещества из мест с большей концентрацией молекул (то есть с большей плотностью вещества), в места с их меньшей концентрацией (или меньшей плотностью).

Явлением диффузии объясняется, например, распространение запахов, смешивание разнородных жидкостей, процесс растворения твердых тел в жидкостях, сварка металлов путем их расплавления или путем давления.

Явление диффузии наблюдается во всех средах: твёрдых, жидких и газообразных, однако происходит она с разными скоростями.

Наиболее быстро диффузия протекает в газах. Благодаря диффузии по комнате быстро распространяется запах духов. Значительно медленнее в жидкостях. Например, если кусочек сахара опустить на дно стакана с водой и воду не перемешивать, то пройдет несколько дней, прежде чем раствор станет однородным. Ещё медленнее происходит диффузия твёрдых веществ друг в друга. Проводили такой опыт: на золотой слиток положили слиток свинца, и под грузом за пять лет свинцовый слиток проник в золотой на глубину около одного сантиметра.

Диффузия подтверждает основные положения молекулярно-кинетической теории: молекулярное строение вещества и хаотический характер теплового движения молекул.

Диффузия играет большую роль в природе. Благодаря диффузии поддерживается однородный состав атмосферного воздуха вблизи Земли. Диффузия растворов различных солей обеспечивает питание растений, а так же играет огромную роль в клеточных процессах.

### Закон Фика для явления диффузии

Наблюдения показывают, что скорость диффузии прямо пропорциональна площади поперечного сечения образца, а также разности концентраций взаимодействующих веществ. Процесс диффузии ускоряется с повышением температуры, так как увеличивается скорость теплового движения молекул.

Явление диффузии в газах описывается законом Фика:

$$dm = -D \frac{d\rho}{dx} dS dt, \quad (1)$$

где  $dm$  - масса, переносимая в процессе диффузии за время  $dt$  через площадку площадью  $dS$ , расположенную перпендикулярно потоку вещества,  $кг$ ,

$\frac{d\rho}{dx}$  - градиент плотности вещества (показывает на сколько  $\frac{кг}{м^3}$  изменяется плотность вещества  $\rho$  при перемещении на  $l$  метр вдоль направления потока вещества),  $\left[ \frac{d\rho}{dx} \right] = \frac{кг}{м^4}$ .

$dS$  - элемент площади поверхности,  $м^2$ ;  $dt$  - время,  $с$ ,

$$D = \frac{1}{3} \langle v \rangle \langle l \rangle - \text{коэффициент диффузии, } [D] = \frac{м^2}{с},$$

**Физ. смысл коэффициента диффузии:** он равен массе вещества в  $кг$ , которая переносится через  $1 м^2$  поверхности, расположенной перпендикулярно потоку за время, равное  $1 с$ .

(например:  $D = 10 \frac{м^2}{с}$  означает, что при градиенте плотности  $\frac{d\rho}{dx} = 1 \frac{кг}{м^4}$  через поверхность в  $1 м^2$  за  $1 с$  диффундирует  $10 кг$  вещества)

$\langle l \rangle$  - средняя длина свободного пробега молекулы,  $м$ ;

$$\langle v \rangle = \sqrt{\frac{8 kT}{\pi m_0}} = \sqrt{\frac{8 RT}{\pi \mu}} - \text{средняя арифметическая}$$

скорость молекулы газа,  $\frac{м}{с}$ ;

$m_0$  - масса одной молекулы газа,  $кг$ .

При нормальных условиях:

- для газов  $D \approx (0.1 \div 1) 10^{-4} \frac{м^2}{с},$

- для жидкостей  $D \approx 10^{-9} \frac{м^2}{с},$

- для твёрдых тел  $D \approx 10^{-14} \frac{м^2}{с}.$



Из сравнения следует, что в газах скорость диффузии в  $100\ 000$  раз быстрее, чем в жидкостях, а жидкостях в  $100\ 000$  раз быстрее, чем в твёрдых телах.

Знак минус «-» в уравнении (1) указывает на то, что диффузия происходит в направлении уменьшения плотности вещества.

## Теплопроводность

**Теплопроводностью** называется процесс передачи теплоты от более нагретых участков тела менее нагретым в результате теплового движения молекул (переносимой величиной является тепловая энергия).



**Теплопроводность** возникает при наличии разности температур, вызванной какими-либо внешними причинами. При этом молекулы газа в разных местах его объёма имеют разные кинетические энергии и хаотическое тепловое движение молекул приводит к *направленному переносу внутренней энергии газа*.

(в подвижной неравномерно нагретой среде (например, в жидкости или газе) процесс передачи теплоты в основном обусловлен **конвекцией** (это процесс механического перемешивания холодных и горячих масс вещества в поле силы тяжести))

Явление теплопроводности в газах описывается **законом Фурье**:

$$dQ = -K \frac{dT}{dx} dS dt, \quad (2)$$

где  $dQ$  - переносимая в процессе диффузии за время  $dt$  через площадку площадью  $dS$ , расположенную перпендикулярно потоку вещества

$$K = \frac{1}{3} \rho \langle v \rangle \langle l \rangle c_V - \text{коэффициент теплопроводности, } [K] = \frac{Вт}{м \cdot К}$$

**Физ. смысл коэффициента теплопроводности:** он равен количеству теплоты в Дж, которая переносится через  $1 \text{ м}^2$  поверхности, расположенной перпендикулярно потоку за время, равное  $1 \text{ с}$ .

(например:  $K = 5 \frac{Вт}{м \cdot К}$  означает, что при градиенте температуры  $\frac{dT}{dx} = 1 \frac{К}{м}$  через поверхность в  $1 \text{ м}^2$  за  $1 \text{ с}$  переносится  $5 \text{ Дж}$  теплоты)

$\rho$  - плотность вещества,  $\frac{кг}{м^3}$ ;  $\langle v \rangle$  - средняя арифметическая скорость молекулы газа,  $\frac{м}{с}$ ,

$\langle l \rangle$  - средняя длина свободного пробега молекулы,  $м$ ;

$c_V$  - удельная теплоёмкость газа при постоянном объёме,  $\frac{Дж}{кг \cdot К}$ ,

$\frac{dT}{dx}$  - градиент температуры (показывает, на сколько  $\frac{кг}{м^3}$  изменяется плотность вещества  $\rho$  при

перемещении на  $1$  метр вдоль направления потока вещества),  $\left[ \frac{dT}{dx} \right] = \frac{К}{м}$ ,

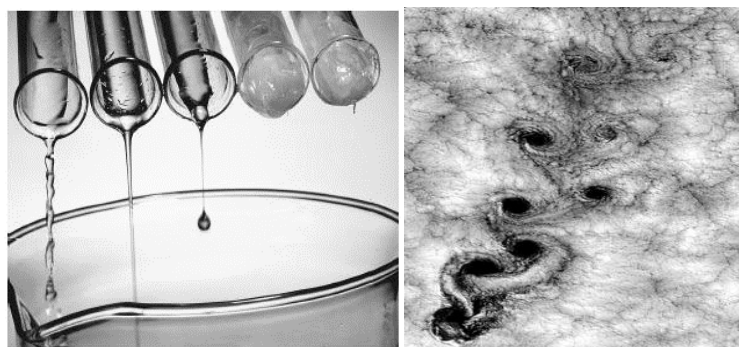
$dS$  - элемент площади поверхности,  $м^2$ ;  $dt$  - время,  $с$ .

Знак минус «-» в уравнении (2) указывает на то, что теплопроводность происходит в направлении уменьшения температуры вещества.

Материал	Теплопроводность, $\frac{Вт}{м \cdot К}$	Материал	Теплопроводность, $\frac{Вт}{м \cdot К}$
Графен	(4840±440) — (5300±480)	Олово	67
Алмаз	1001—2600	Оксид цинка	54
Графит	278,4—2435	Сталь	47
Карбид кремния	490	Кварц	8
Серебро	430	Стекло	1-1,15
Медь	382—390	КПТ-8	0,7
Оксид бериллия	370	Вода при нормальных условиях	0,6
Золото	320	Кирпич строительный	0,2—0,7
Алюминий	202—236	Силиконовое масло	0,16
Нитрид алюминия	200	Пенобетон	0,05—0,3
Нитрид бора	180	Древесина	0,15
Кремний	150	Нефтяные масла	0,12
Латунь	97—111	Свежий снег	0,10—0,15
Хром	93,7	Вата	0,055
Железо	92	Воздух (300 К, 100 кПа)	0,026
Платина	70	Вакуум (абсолютный)	0 (строго)

### Вязкость (или внутреннее трение)

**Вязкостью** (или **внутренним трением**) называется свойство текучих сред (газов, жидкостей, расплавленных металлов) оказывать сопротивление перемещению частей среды относительно друг друга (переносимой величиной является импульс).



**Внутреннее трение (вязкость)** связано с возникновением сил трения между слоями газа, перемещающимися параллельно друг другу с различными по модулю скоростями. Со стороны слоя, движущегося быстрее, на более медленно движущийся слой действует ускоряющая сила и, наоборот, медленно перемещающиеся слои тормозят более быстро движущиеся слои газа. Силы трения, которые при этом возникают, направлены по касательной к поверхности соприкосновения слоев. С молекулярно-кинетической точки зрения причиной вязкости является наложение упорядоченного движения слоев газа с различными скоростями  $\vec{v}$  и хаотического теплового движения молекул.

Рассмотрим два слоя А и В жидкости, движущихся параллельно друг другу со скоростями  $\vec{v}_1$  и  $\vec{v}_2$  (рис. 1). Благодаря тепловому движению молекулы из слоя В переходят в слой А и «переносят» в этот слой импульсы  $m_0\vec{v}_2$  своего упорядоченного движения. Если  $v_1 > v_2$ , то такие молекулы при столкновениях с частицами слоя А ускоряют свое упорядоченное движение, а молекулы слоя А — замедляют. При переходе молекул из быстрого движущегося слоя А в слой В они переносят большие импульсы  $m_0\vec{v}_1$ , и соударения между молекулами приводят к ускорению упорядоченного движения молекул слоя В. В результате этих процессов переноса импульсов молекул между слоями А и В возникают силы трения, направленные как уже сказано выше, по касательной к поверхности соприкосновения слоев.

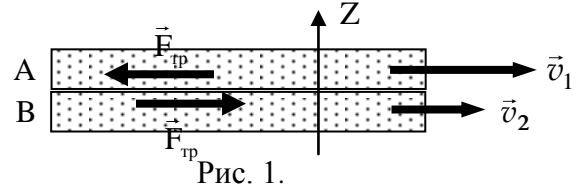


Рис. 1.

### Сила вязкого трения

Еще Ньютон установил опытным путем, что при скольжении друг относительно друга двух параллельных плоскостей, пространство между которыми заполнено жидкостью, силы вязкого трения препятствуют этому скольжению (рис. 2). Так, при движении со скоростью  $\vec{v}$  верхней плоскости относительно нижней возникает сила вязкого трения, направленная против движения и равная

$$F_\tau = \eta S \frac{v}{h} \quad (3)$$

Эта сила пропорциональна площади поверхности  $S$  и изменению скорости течения жидкости на единицу длины в поперечном направлении —  $\frac{v}{h}$  (то есть градиенту скорости в направлении, перпендикулярном течению жидкости) и зависит также от вязкости жидкости  $\eta$ .

Формула (3) справедлива, если расстояние  $h$  между пластинами значительно меньше их линейных размеров. Частицы жидкости, прилегающие к верхней пластине, движутся вместе с ней со скоростью  $\vec{v}$  (увлекаются пластиной). Напротив, частицы жидкости вблизи нижней (неподвижной) пластины находятся в покое (прилипают к пластине).

Представим, что жидкость между пластинами состоит из плоских параллельных слоев, движущихся равномерно (рис. 3). Нетрудно понять, что каждый вышележащий слой увлекает за собой нижний соседний слой с силой  $F_\tau$ . В свою очередь, этот нижний слой тормозит движение верхнего слоя с той же силой  $F_\tau$ . На каждый слой действуют сверху и снизу две равные, но противоположно направленные силы. Скорость слоев возрастает от нижнего слоя к верхнему линейно (рис. 3), а силы трения, действующие на каждый из слоев, одинаковы. Как результат, усилие  $F = F_\tau$ , приложенное к верхней пластине, передается на нижнюю пластину.

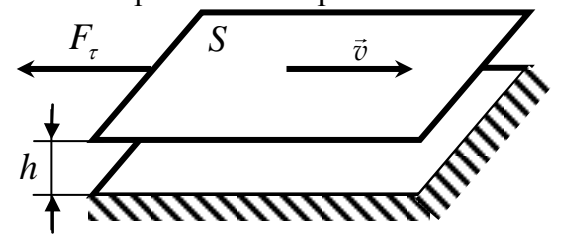


Рис. 2

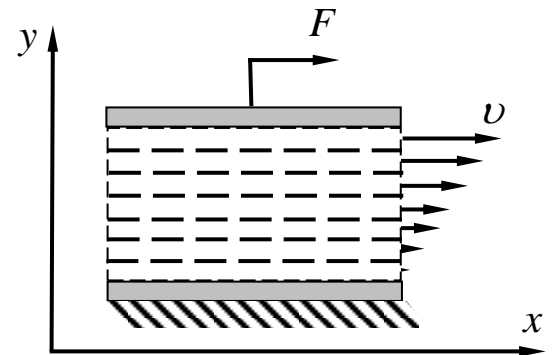


Рис. 3

Явление вязкости в газах описывается **законом Ньютона** (1687) (или **уравнением внутреннего трения**):

$$dp = -\eta \frac{dv}{dx} dS dt, \quad (4)$$

где  $dp$  - импульс, переносимый в процессе вязкого трения за время  $dt$  через площадку площадью  $dS$ , расположенную перпендикулярно потоку вещества,

$\frac{dv}{dx}$  - градиент скорости (показывает, на сколько  $\frac{m}{c}$  изменяется скорость течения среды при

перемещении на  $l$  метр от слоя к слою перпендикулярно течению жидкости),  $\left[ \frac{dv}{dx} \right] = \frac{l}{c}$ ,

$\eta = \frac{1}{3} \rho \langle v \rangle \langle l \rangle$  - коэффициент вязкости,  $Pa \cdot c$  (Паскаль-секунда),

**Физ. смысл коэффициента вязкости:** он равен импульсу в  $\text{Н} \cdot \text{с}$ , который переносится через  $1 \text{ м}^2$  поверхности, расположенной перпендикулярно потоку за время, равное  $1 \text{ с}$ .

$\rho$  - плотность вещества,  $\frac{\text{кг}}{\text{м}^3}$ ;  $\langle v \rangle$  - средняя арифметическая скорость молекулы газа,  $\frac{\text{м}}{\text{с}}$ ,

$\langle l \rangle$  - средняя длина свободного пробега молекулы,  $\text{м}$ ;  $dS$  - элемент площади поверхности,  $\text{м}^2$ ;

$dt$  - время,  $\text{с}$ .

Для воздуха при нормальных условиях  $\eta \approx 0,182 \cdot 10^{-4} \text{ Па} \cdot \text{с}$ ,

Для воды при комнатной температуре  $\eta \approx 1,002 \cdot 10^{-3} \text{ Па} \cdot \text{с}$ ,

Для глицерина при комнатной температуре  $\eta \approx 1,5 \text{ Па} \cdot \text{с}$

Знак минус «-» в уравнении (4) указывает на то, что вязкость происходит в направлении уменьшения скорости перемещения слоёв вещества

### Общие сведения о явлениях переноса (одномерный случай)

Явление переноса	Переносимая физическая величина	Закон, описывающий явление переноса	Коэффициенты $\lambda$ , $D$ и $\eta$
Теплопроводность	Энергия	Закон Фурье $j_E = -\lambda \frac{dT}{dx}$	$\lambda = \frac{1}{3} c_V \rho \langle v \rangle \langle l \rangle$
Диффузия	Масса	Закон Фика $j_m = -D \frac{d\rho}{dx}$	$D = \frac{1}{3} \langle v \rangle \langle l \rangle$
Внутреннее трение (вязкость)	Импульс	Закон Ньютона $j_p = -\eta \frac{dv}{dx}$	$\eta = \frac{1}{3} \rho \langle v \rangle \langle l \rangle$

Диаметр бревна, мм	Температура промерзания, $^{\circ}\text{C}$	Кирпичная стена, мм (аналог теплопроводности)	Толщина стены, м
 Ø160	-36	 630	0,86 м
 Ø180	-40	 750	0,97 м
 Ø200	-48	 1000	1,08 м
 Ø220	-54	 1130	1,19 м
			1,30 м

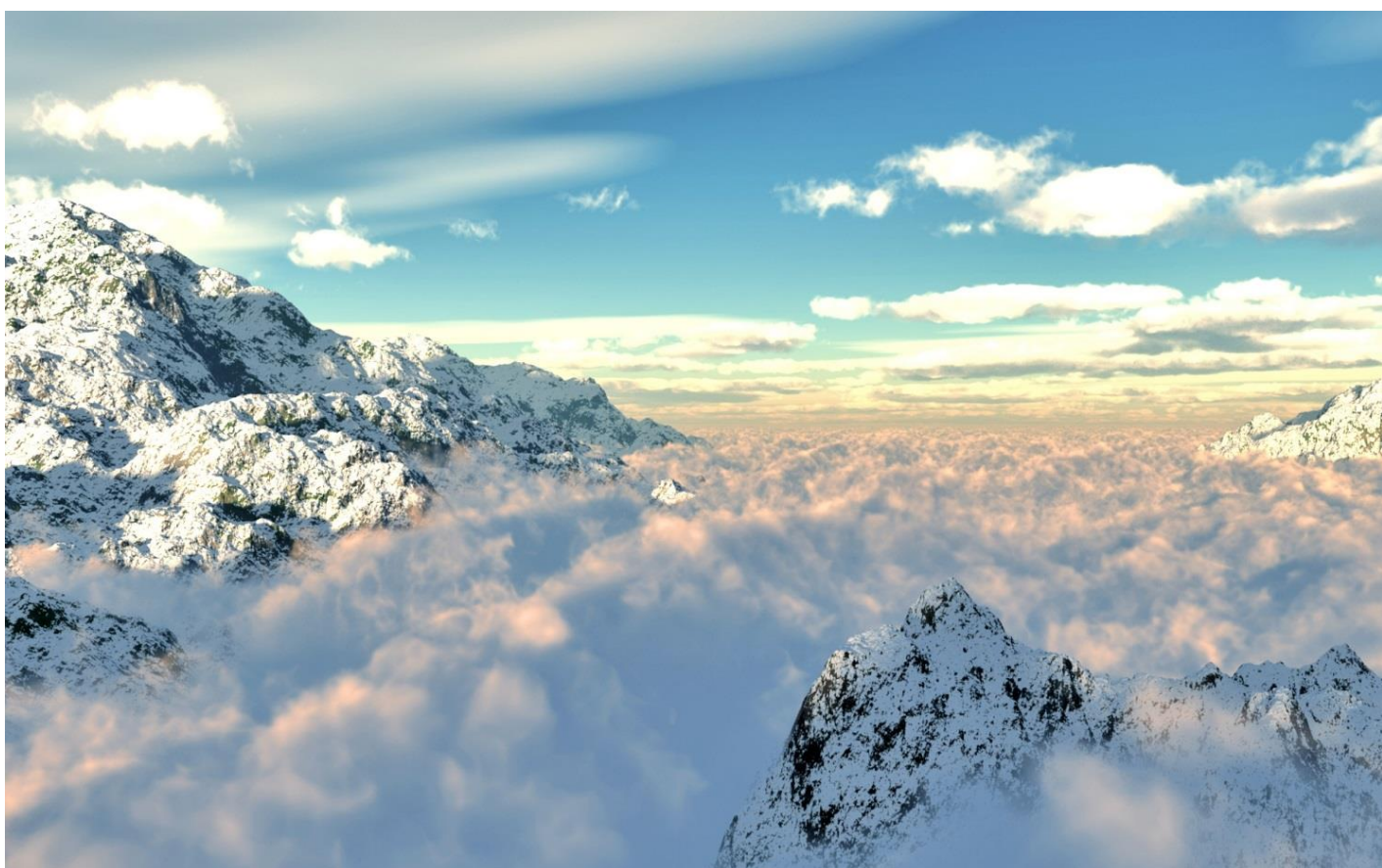
Кирпич силикатный 0,81 Вт/м<sup>2</sup>К

(C) www.dom-ros.ru





## Зимняя фантазия



Будь выше облаков!

## Страничка здоровья

ПРОДУКТЫ	ВРЕМЯ ПЕРЕВАРИВАНИЯ
Вода	сразу поступает в кишечник
Фруктовый сок	15 – 20 мин
Овощной сок	15 – 20 мин
Овощной бульон	15 – 20 мин
Сырые овощи, овощные салаты без масла	30 – 40 мин
Овощные салаты с растительным маслом	до 1 часа
Фрукты содержащие много воды и ягоды	20 мин
Апельсин, виноград, грейпфрут	30 мин
Яблоки, груши, персики, вишни	40 мин
Различные виды капусты, кабачки, кукуруза	45 мин
Вареные овощи	40 мин
Корнеплоды: репа, морковь, пастернак	50 мин
Овощи, которые содержат крахмал (картофель, тапиока)	1,5 – 2 часа
Каши: рисовая, гречневая, пшенная и т.д.	2 часа
Бобовые	2 часа
Семена подсолнечника, тыквы и т.д.	3 часа
Орехи	3 часа
Молочные продукты	2 часа
Яйцо	45 мин
Рыба	1 час
Мясо птицы	2,5 -3 часа
Говядина	4 часа
Баранина	4 часа
Свинина	5,5 – 6 часов

«Хорошие» жиры		«Плохие» жиры	
мононенасыщенные	Орехи (миндаль, кешью, лесной орех, арахис, фисташка, пекан) Авокадо Масла натуральные (арахисовое, оливковое, рапсовое) Маслины Кунжут (семена, масло)	насыщенные	Ветчина Свиной смалец Говядина Масло (сливочное, какао, кокосовое, пальмовое) Сыр сливочный Кокос Сливки Мороженое Сало Сметана Цельное молоко
полиненасыщенные	Масло (кукурузное, подсолнечное, соевое, льняное, грецкого ореха) Семечки тыквы и подсолнуха Соевые бобы Морепродукты Рыба (лосось, сардина, сельдь, скумбрия, палтус)	трансжиры	Растительные комбижиры Твердый маргарин Крекер Конфеты Печенье Жареные блюда Пончики Выпечка и сухие полуфабрикаты для выпечки
<p align="center"><b>Дневная норма</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>✓ 2 столовых ложки измельченных семян или орехов</li> <li>✓ 1 столовая ложка масла</li> <li>✓ 300-450 г рыбы (в неделю)</li> </ul>		<p align="center">Рекомендуется употребление насыщенных жиров снизить до 15-25 г в день, трансжиров – вообще избегать.</p>	

# 10 фактов в пользу бега



**ОБЩЕЕ ПСИХИЧЕСКОЕ ЗДОРОВЬЕ**  
Ваше тело вырабатывает вещества, которые помогают чувствовать себя более счастливым...

**УКРЕПЛЯЕТ ДЫХАТЕЛЬНУЮ СИСТЕМУ**  
Бег помогает укреплению легких и бронхов

**ПОМОГАЕТ РЕГУЛИРОВАТЬ ВЫСОКОЕ КРОВЯНОЕ ДАВЛЕНИЕ**  
Во время бега артерии расширяются и сжимаются, что держит их в форме и помогает поддерживать нормальный уровень кровяного давления

**СИЛЬНАЯ ИММУННАЯ СИСТЕМА**  
Если вы бегаєте - меньше страдаете от незначительных заболеваний

**СНИЖЕНИЕ ВЕСА**  
Вы сжигаете 705-865 калорий в час. Жирок, двигаясь вверх-вниз, сжигается

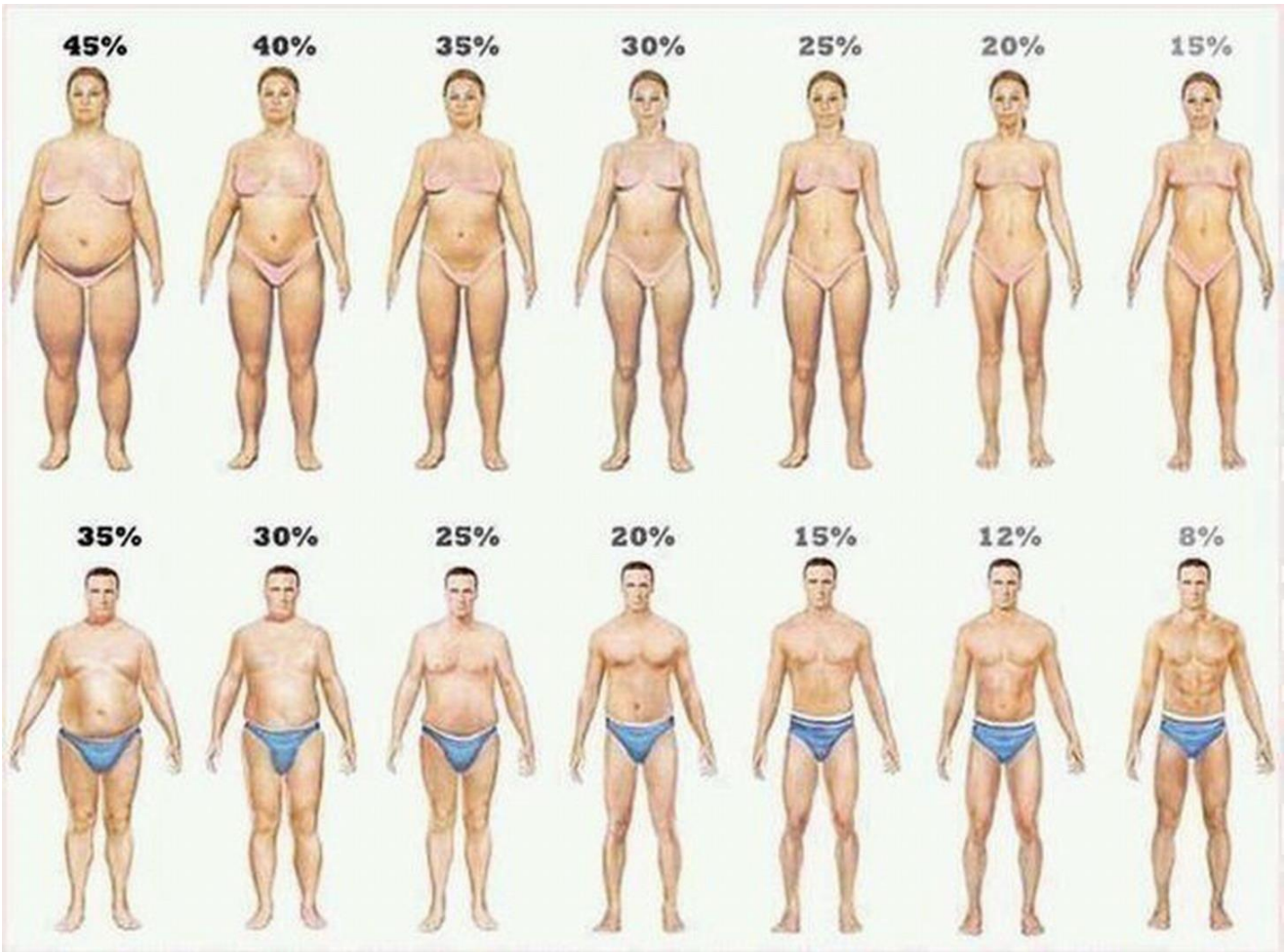
**ФИЗИЧЕСКАЯ СИЛА**  
Бег укрепляет ноги, связки и сухожилия

**УВЕЛИЧИВАЕТСЯ ПЛОТНОСТЬ КОСТЕЙ**  
Тело посылает важные минералы в кости, когда они нагружаются. Поскольку бег нагружает кости, эти дополнительные минералы помогают увеличивать плотность костей

**ПРОЧНОСТЬ СОЕДИНИТЕЛЬНЫХ ТКАНЕЙ**  
Из-за возрастания прочности связок и сухожилий, увеличивается прочность соединительных тканей и уменьшаются риски травматизма коленей, бедер и лодыжек

**ЛИЧНЫЙ КОНТРОЛЬ**  
Бег = возрастает уверенность + больший контроль над жизнью

**УМЕНЬШАЕТСЯ ВЛИЯНИЕ ДИАБЕТА**  
Бег помогает уменьшить диабетическое сопротивление инсулину и поддержать здоровый уровень сахара в крови





**5 ОВОЩЕЙ, КОТОРЫЕ ПОМОГУТ НЕ ЗАБОЛЕТЬ**



ЕЖЕДНЕВНО ВКЛЮЧАЙТЕ В СВОЙ РАЦИОН КАПУСТУ, МОРКОВЬ, РЕПУ, ТЫКВУ И ЧЕСНОК И БУДЬТЕ ЗДОРОВЫ!

**5 ФРУКТОВ, КОТОРЫЕ ПОМОГУТ НЕ ЗАБОЛЕТЬ**



ЕЖЕДНЕВНО ВКЛЮЧАЙТЕ В СВОЙ РАЦИОН КИВИ, ЦИТРУСОВЫЕ, ГРАНАТ, БАНАНЫ, ХУРМУ И БУДЬТЕ ЗДОРОВЫ!

Чтобы не потерять эту информацию, жмите «Нравится» и «Поделиться»

Чтобы не потерять эту информацию, жмите «Нравится» и «Поделиться»

**15 ПРОДУКТОВ, УЛУЧШАЮЩИХ ОБМЕН ВЕЩЕСТВ**



**15 ПРОДУКТОВ, КОТОРЫЕ ПОВЫШАЮТ ДАВЛЕНИЕ**



**Что полезно есть утром?**

**Типичные продукты для завтрака**

Хлеб (только цельнозерновой)

Каши (кроме манки и риса), лучше небыстрого приготовления



Сыр

Яйца

**Можно есть иногда**

- Бутерброд со сливочным маслом (только с зерновым хлебом)
- Бекон жареный
- Булочка или круассан с вареньем, джемом (не больше 1/2-1/4 булочки).



**Нетипичные продукты, но полезные**



Овощи

Фрукты

Ягоды

Творог

Мясо, птица, рыба

Шоколад