



**УФИМСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ  
НЕФТЯНОЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ**  
ОПОРНЫЙ ВУЗ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

# Основы молекулярно-кинетической теории идеальных газов. Основы термодинамики. Изопроцессы

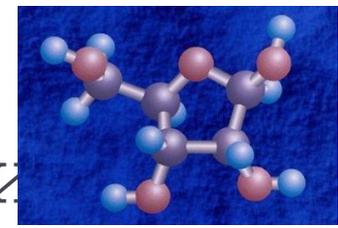
Лекция 4

Ст. преп., к. ф.-м. н. Бачурина Ольга Владимировна  
[obachurina@yahoo.com](mailto:obachurina@yahoo.com)

# Тема для СРС:

---

- Распределение молекул по скоростям (закон Максвелла)
- Закон распределения Больцмана
- Число столкновений и средняя длина свободного пробега молекул



# 1.1 Предмет молекулярной физики

- Термодинамика и молекулярная физика изучает строение и физические свойства тел, а также макроскопические процессы, происходящие в них, обусловленные колоссальным количеством атомов и молекул. Эти разделы физики взаимно дополняют друг друга, но отличаются различными подходами к изучаемым явлениям.
- Термодинамика является аксиоматической наукой. Она не вводит никаких гипотез и конкретных представлений о строении вещества. Её выводы основываются на трёх законах термодинамики, которые являются обобщением человеческого опыта.
- **Молекулярная физика** основывается на молекулярно-кинетической теории, которую можно сформулировать следующим образом:

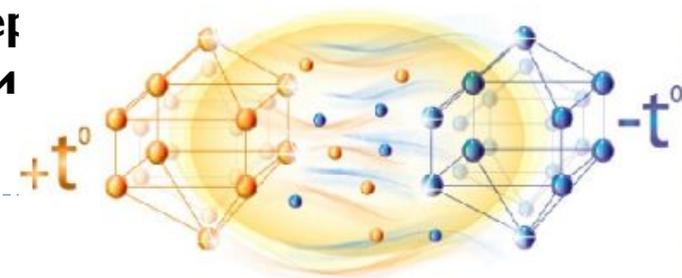
**1. Все вещества состоят из атомов или молекул**

**2. Атомы и молекулы веществ находятся в состоянии беспорядочного движения**

**3. Между атомами и молекулами вещества действуют как силы притяжения, так и силы отталкивания.**

**4. Средняя величина кинетической энергии  $\langle W \rangle = m \langle V^2 \rangle / 2$  движущихся атомов и молекул определяет температуру. Чем больше эта энергия, тем выше температура тела и наоборот**

хаотически



# Статистический и термодинамический методы исследования

---

- Процессы, изучаемые молекулярной физикой, являются результатом совокупного действия огромного числа молекул.
- Законы поведения огромного числа молекул, являясь статистическими закономерностями, изучаются с помощью **статистического метода**.
- Этот метод основан на том, что свойства макроскопической системы в конечном счете определяются свойствами частиц системы, особенностями их движения и *усредненными* значениями динамических характеристик этих частиц (скорости, энергии и т. д.).
- Например, температура тела определяется скоростью хаотического движения его молекул, но так как в любой момент времени разные молекулы имеют различные скорости, то она может быть выражена только через среднее значение скорости движения молекул. Нельзя говорить о температуре одной молекулы.
- Таким образом, **макроскопические характеристики тел имеют физический смысл лишь в случае большого числа молекул**.
- **Термодинамика** — раздел физики, изучающий общие свойства макроскопических систем, находящихся в состоянии термодинамического равновесия, и процессы перехода между этими состояниями. Термодинамика не рассматривает микропроцессы, которые лежат в основе этих превращений. Этим **термодинамический метод** отличается от статистического. Термодинамика базируется на двух началах — фундаментальных законах, установленных в результате обобщения опытных данных

# 1.1.1 Новая физическая величина. Закон Авогадро

□ **Количество вещества определяется числом атомов или молекул содержащихся в данном теле.**

□ **Единицей измерения количества вещества является кмоль. Количество вещества равно 1 кмоль, если в нём содержится столь же атомов или молекул, сколько в 0,012 кг изотопа  $^{12}\text{C}$  углерода.**

□ **число Авогадро** - в  $N_A$  киломоле любого вещества содержится одинаковое количество число частиц, причём  $=6,02 \cdot 10^{26} \text{ кмоль}^{-1}$

□ **Масса одного моля вещества называется молярной массой  $\mu$ , причём  $\mu = m_0 N_A$ , где  $m_0$  – масса одной частицы (атома или молекулы)**

□ **Число молей вещества  $\nu$  можно определить как  $\nu = \frac{N}{N_A}$**

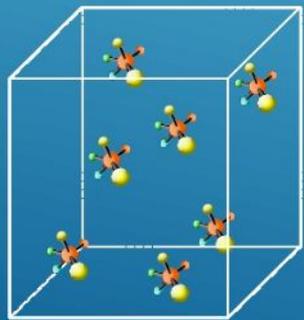
где  $N$ - число частиц вещества, или  $\nu = \frac{m}{M_0}$  ( $m$  – масса тела).



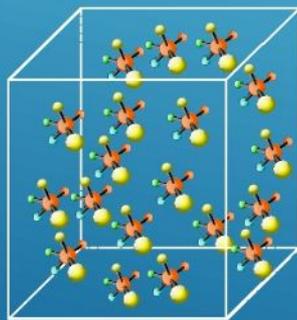
# 1.2 Термодинамические параметры

1. Температура,  $T$
2. Давление,  $P$
3. Объем,  $V$
4. Плотность,  $\rho$

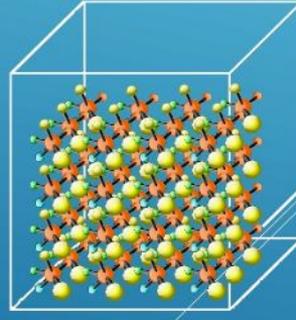
## Плотность вещества



Газообразное



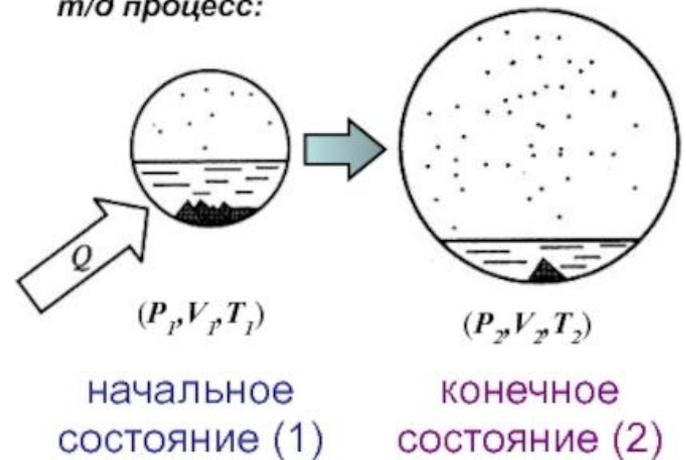
Жидкость



Твердое тело



*m/d процесс:*



## 1.2 Температура

---

- Температура – величина, характеризующая степень нагретости тела
  - Характеризует состояние термодинамического равновесия системы тел
  - **Температура всех частей изолированной системы, находящейся в равновесии, одинакова**
  - Более высокой температурой обладают тела, у которых средняя кинетическая энергия атомов и молекул выше. Эту величину и полагают пропорциональной температуре, считая частиц мерой  $\langle W \rangle$  температуры  $T$ .
- В действительности принято определять  $T$  как  $2/3$  от этой энергии:

$$T = \frac{2}{3} \langle W \rangle = \frac{2}{3} \left( \frac{m \langle V^2 \rangle}{2} \right)$$

- При этом  $T$  измеряется в джоулях (Дж).
- На практике пользуются условной единицей – **градусом**, который определяется как  $0,01$  часть разности между температурами кипения и замерзания воды при атмосферном давлении
- Коэффициент пропорциональности между температурой вещества и энергией его молекул  $k = 1,38 \cdot 10^{-23}$  Дж/град

# 1.2 Температура

□ Тогда соотношение между  $T$  (град.) и  $\langle W \rangle$  (Дж) будет

$$kT = \frac{1}{3} m \langle V^2 \rangle, \quad \langle W \rangle = \frac{3}{2} kT = \frac{m \langle V^2 \rangle}{2}$$

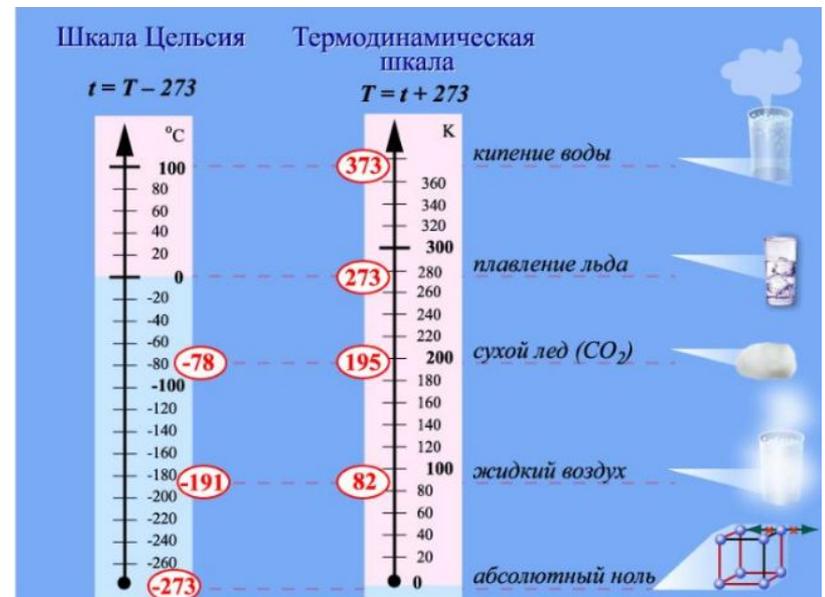
□ Определенная так температура всегда постоянная, ее называют абсолютной температурой или температурой по термодинамической шкале

□ За единицу абсолютной температуры в СИ принят кельвин (К)

В этой шкале температура замерзания воды равна 273,15 К.

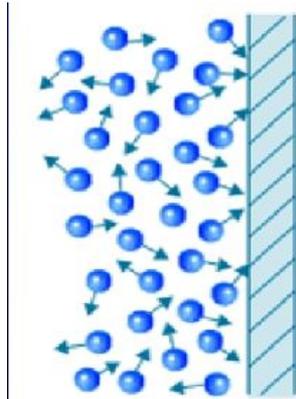
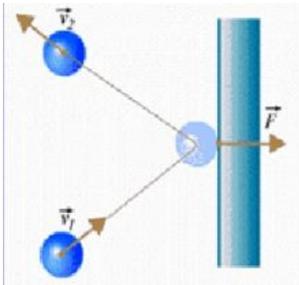
□ Наряду с абсолютной шкалой на практике пользуются шкалой Цельсия ( $t^0$ , С), в которой за *нулевую точку принята температура замерзания воды*.

Таким образом, температура по обеим шкалам связана соотношением  $T = t + 273; 15^0$ , ( $[t] = 1^0\text{С}$ ,  $[T] = 1\text{ К}$ ).



# 1.3 Давление. Плотность

- Давление  $P$  - отношение силы, действующей на стенку перпендикулярно к её поверхности к величине её площади  $P = \frac{F}{S}$
- Объясняется соударением молекул друг с другом и со стенками сосуда
- Зависит от массы, скорости, и количества молекул
- В системе СИ давление единицей измерения давления является Паскаль (**Па**), причём  $Pa = N/m^2$ .

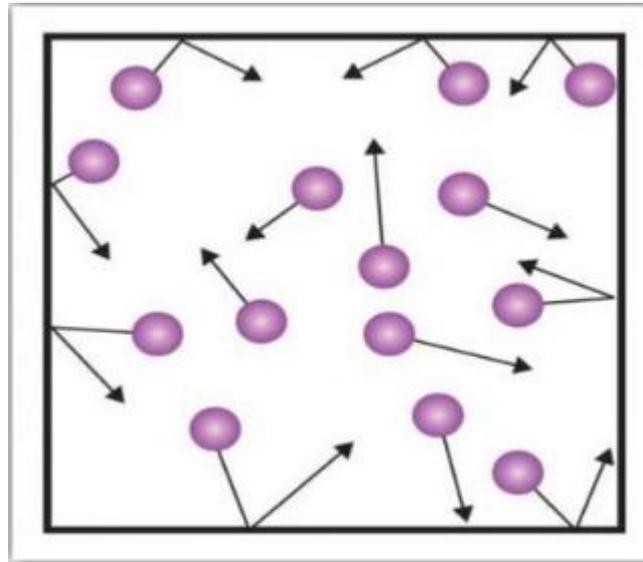


- Плотность – это отношение массы к объему, обратная ей величина выражает объем единицы массы или удельный объем

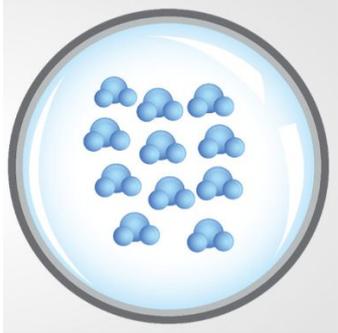
$$\rho = \frac{m}{V}$$

## 1.4 Идеальный газ

- Наиболее простыми свойствами, которые можно описать уравнением состояния, обладает газ, находящийся в таких условиях, что взаимодействие между его молекулами можно не учитывать. Такой газ, у которого молекулы можно принять за материальные точки и можно пренебречь их размерами и силами взаимодействия между ними, называют идеальным.
- Столкновения между молекулами такого газа происходят как столкновения упругих шаров.



# 1.4 Скорости молекул газа.



□ Средняя скорость молекул в газе обычно характеризуется среднеквадратичной или тепловой скоростью  $V_T = \sqrt{\langle V^2 \rangle}$

□ Т.к.  $kT = \frac{1}{3} m \langle V^2 \rangle$ ,  $\langle W \rangle = \frac{3}{2} kT = \frac{m \langle V^2 \rangle}{2}$ , то так как  $\mu = mNA$ ,  $R = kNA$ , и

$m$  – масса молекулы :  $V_T = \sqrt{\frac{2kT}{m}} = \sqrt{\frac{3RT}{\mu}}$

Средние скорости молекул превышают скорость звука и достигают сотен метров в секунду.

Вещество среды	Скорость звука, м/с
Воздух при 20°C	343

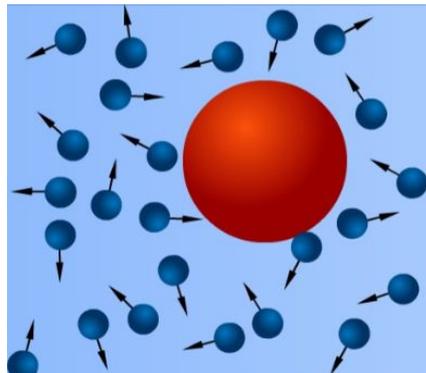
□ Для водорода при  $T = 300$  К,  $V_T = 2 \cdot 10^3$  м/с,  
Для кислорода  $V_T = 500$  м/с

□ Молекулы даже одного сорта газа при одних и тех же условиях имеют неодинаковые скорости. Это связано с тем, что для молекул, совершающих беспорядочное движение, все направления равноправны, и абсолютные значения скоростей поэтому не могут быть одинаковыми.

□ Молекулы газа распределяются по скоростям так, что среди них имеются как очень быстрые, так и очень медленные молекулы.

□ Такое распределение является не случайным

**□ Т.о. скорости молекул неодинаковы и подчиняются определенным закономерностям, имеющим статистический характер**



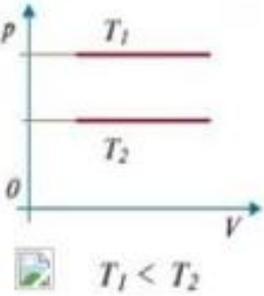
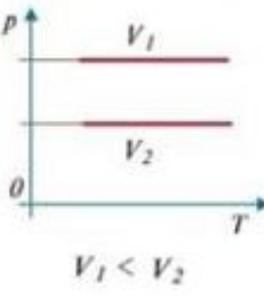
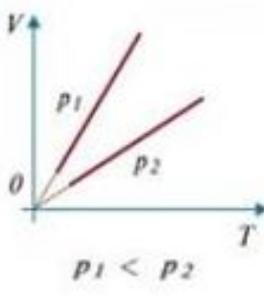
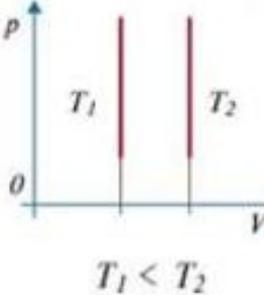
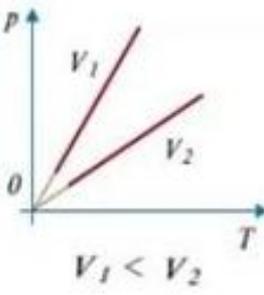
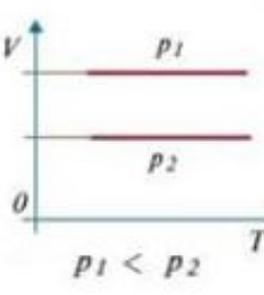
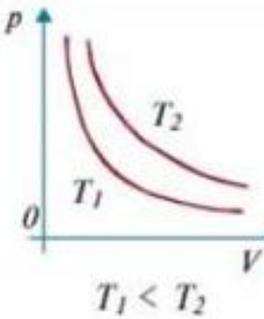
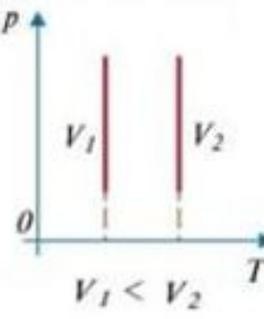
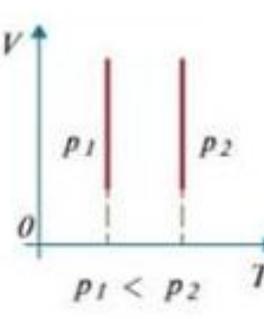
# 1.5 Уравнение Менделеева – Клайперона для идеального газа

- $PV = \frac{m}{\mu} RT$  (I)
- $R$ - универсальная газовая постоянная, причём  $R=8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{К}^{\circ}\text{моль}}$
- Для случая количества частиц  $N$ : (подставим в (I)  $m=m_0 N$ , где  $m_0$  – масса одной частицы, молярную массу  $\mu$  заменим на  $\mu=m_0 N_A$ )

$$PV = \frac{N}{N_A} RT$$

- $R/N_A=k_B$ , где  $k_B$  коэффициент Больцмана ( $k_B = 1.38 \cdot 10^{-23} \text{Дж/К}$ ):  $PV = Nk_B T$
- *Физический смысл постоянной Больцмана заключается в следующем:* постоянная  $k$  показывает, какая работа совершается каждой молекулой при изобарическом расширении газа, при увеличении температуры на  $1^{\circ}$
- При  $T = \text{const} \longrightarrow PV = \text{const}$  –Закон Бойля Мариотта
- При  $P = \text{const} \longrightarrow V/V_0 = T/T_0 = \text{const}$  –Закон Гей-Люссака
- При  $V = \text{const} \longrightarrow P/P_0 = T/T_0 = \text{const}$  –Закон Шарля

# 1.5 Графики изопроцессов

	$p(V)$	$p(T)$	$V(T)$
изобарный $p = const,$ $\frac{V}{T} = const$	 <p><math>T_1 &lt; T_2</math></p>	 <p><math>V_1 &lt; V_2</math></p>	 <p><math>p_1 &lt; p_2</math></p>
изохорный $V = const,$ $\frac{p}{T} = const$	 <p><math>T_1 &lt; T_2</math></p>	 <p><math>V_1 &lt; V_2</math></p>	 <p><math>p_1 &lt; p_2</math></p>
изотермический $T = const,$ $pV = const$	 <p><math>T_1 &lt; T_2</math></p>	 <p><math>V_1 &lt; V_2</math></p>	 <p><math>p_1 &lt; p_2</math></p>

## 1.6 Закон Дальтона

□ Пусть в сосуде с объёмом  $V$  находится в термическом равновесии смеси различных химически не реагирующих друг с другом газов. Для такой смеси уравнение состояния имеет вид  $pV = Nk_B T$ , где  $N_1, N_2, N_3, \dots$  - числа молекул соответствующих компонентов смеси. Очевидно, что  $N_1 + N_2 + N_3 + \dots = N$ , где  $N$  – общее число молекул в сосуде. Давление смеси газов равно:

$$P = \frac{N_1}{V} k_B T + \frac{N_2}{V} k_B T + \frac{N_3}{V} k_B T + \dots$$

□ Это выражение показывает, что каждая группа молекул оказывает давление, не зависящее от того, какое давление оказывают другие молекулы. Это обусловлено тем, что в идеальном газе между молекулами нет взаимодействия, молекулы «не знают» о существовании других молекул

□ Выражения  $\frac{N_1}{V} k_B T = P_1, \frac{N_2}{V} k_B T = P_2, \frac{N_3}{V} k_B T = P_3$  называют **парциальными давлениями**

□ **Парциальным давлением какого-либо газа – компонента газовой смеси называется давление, которое оказывал бы этот газ, если бы он занимал весь объём занимаемый смесью:**

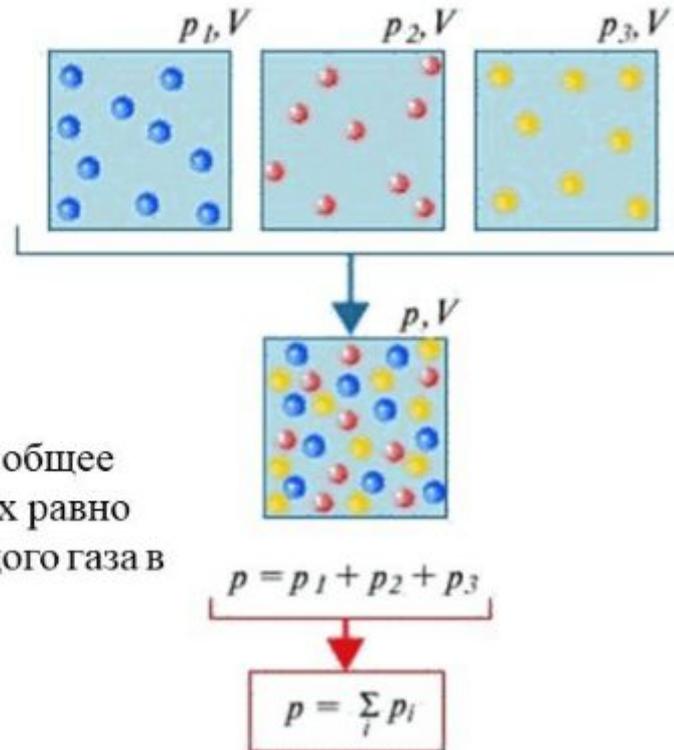
**т. е. давление смеси газов равно сумме парциальных давлений её компонент. Это есть содержание закона Дальтона**

# 1.6 Закон Дальтона

**Закон Дальтона-** английский химик в 1809 г.



Закон Дальтона утверждает, что общее давление всех газов вместе взятых равно сумме парциальных давлений каждого газа в отдельности.



## 2. Основы термодинамики.

### Внутренняя энергия идеального газа

---

□ Энергия тела складывается из энергии его движения как целого и внутренней энергии. Во внутреннюю энергию входят кинематические энергии частиц тела, потенциальная энергия взаимодействия. Для идеального газа потенциальная энергия взаимодействия молекул мала, потому внутренняя энергия равна сумме кинетических энергий отдельных молекул:

□ Для  $U = \sum W_i$  идеального газа кинетическая энергия молекул совпадает с энергией их поступательного движения

□ В силу хаотичности движения и равноправия направлений в пространстве  $\langle W \rangle = m \frac{\langle v^2 \rangle}{2} = \frac{3}{2} kT$ , поэтому энергия поступательно движущейся на одно из возможных направлений движения или на одну степень свободы  $i$ , равна

$$\varepsilon = \frac{1}{2} kT$$

□ Таким образом, для **одноатомных молекул**  $i = 3$

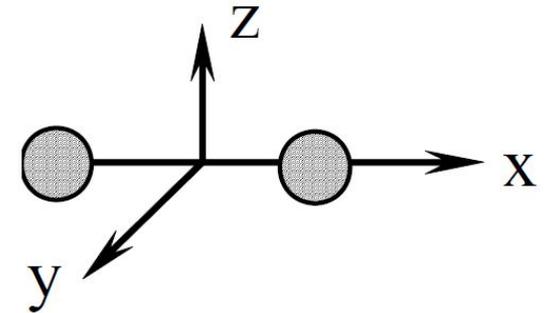
$$\langle W \rangle = \frac{i}{2} kT$$


## 2. Основы термодинамики.

### Внутренняя энергия идеального газа

□ **Двухатомные молекулы** ( $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$  и т.д.) кроме поступательного движения могут совершать и вращательное движение вокруг двух осей ( $y$ ,  $z$ ). Поэтому для них  $i = 5$ .

□ Одним из основных положений МКТ служит утверждение, что на любую степень свободы приходится энергия  $1/2kT$

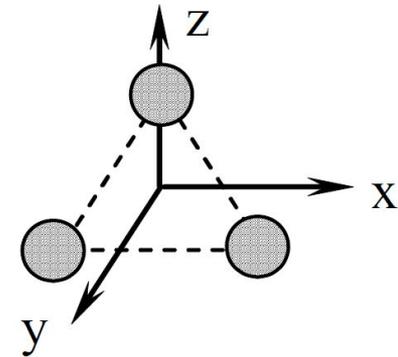


□ Для **трехатомной молекулы** ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ) и более сложных ( $\text{CH}_4$ ,  $\text{NH}_3$ )  $i = 6$ , так как молекула может вращаться вокруг трех осей

□ Кинетическая энергия молекул в газе равна:  $\langle W \rangle = \frac{i}{2} kT$

□ Для всего газа из  $N$  молекул внутренняя его энергия:

$$U = N \frac{i}{2} kT = \frac{m}{\mu} N_A \cdot \frac{1}{2} kT = \frac{m}{\mu} \frac{i}{2} RT$$



## 2.1 Первое начало термодинамики

---

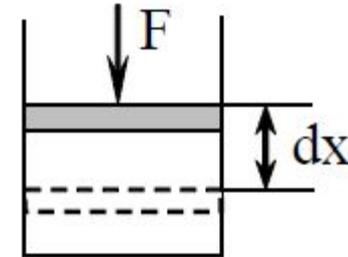
- Внутренняя энергия тела может изменяться либо за счет работы, которую над ним совершают внешние силы, либо за счет контакта его с более горячим телом.
- **Количество теплоты** - энергия, которая передается от одного тела к другому при их контакте, и измеряется в единицах энергии.
- $Q$  может измеряться и во внесистемных единицах – калориях (кал.). Одна калория равна количеству теплоты, необходимому для нагревания 1 г воды от 19,5 до 20,5<sup>0</sup>С ; 1 кал = 4,186 Дж.
- Так как работа внешних сил равна убыли внутренней энергии ( $dA = -dU$ ), то связь между изменением внутренней энергии  $dU$  переданным ей количеством тепла  $dQ$  и произведенной системой работой  $dA$  описывается уравнением

$$dU = dQ - d\bar{A} \quad \text{или} \quad dQ = dU + dA$$

- Это уравнение выражает важнейший закон природы – закон сохранения энергии применительно к механической и тепловой энергии. Этот закон получил название первого закона термодинамики

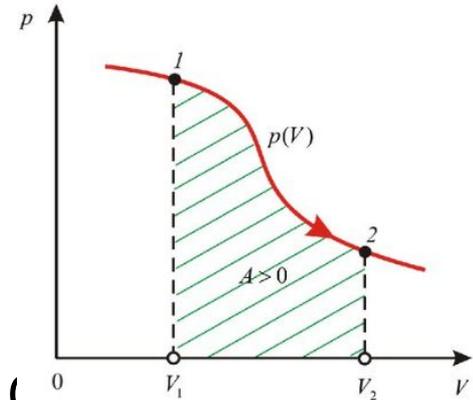
## 2.2 Работа при расширении газа

□ При перемещении поршня на  $dx$  внешняя сила  $F$  совершает работу  $dA = Fdx \Rightarrow P S dx = PdV$ , где  $P$  – давление на поршень,  $S$  – площадь поршня



□ Эта формула определяет элементарную работу, если  $dV > 0$ ,  $dA > 0$ ,  $dV < 0$ ,  $dA < 0$

□ Графически работа изображается площадью ограниченной кривой процесса изменения объема



Полная работа при этом равна:  $A = \int_{V_1}^{V_2} PdV$

□ Первое начало термодинамики тогда:  $dQ = dU + P dV$

□ Изохорический процесс: ( $V = \text{const}$ )  $dV = 0$ , поэтому  $A = 0$ .

□ Изобарический процесс: ( $P = \text{const}$ )  $A = \int_{V_1}^{V_2} P(V_2 - V_1)$

□ Изотермический процесс ( $T = \text{const}$ )  $dA = PdV$  из уравнения состояния

$$PV = \frac{m}{\mu} RT \Rightarrow P = \frac{m}{\mu} RT \frac{1}{V} \text{ и}$$

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

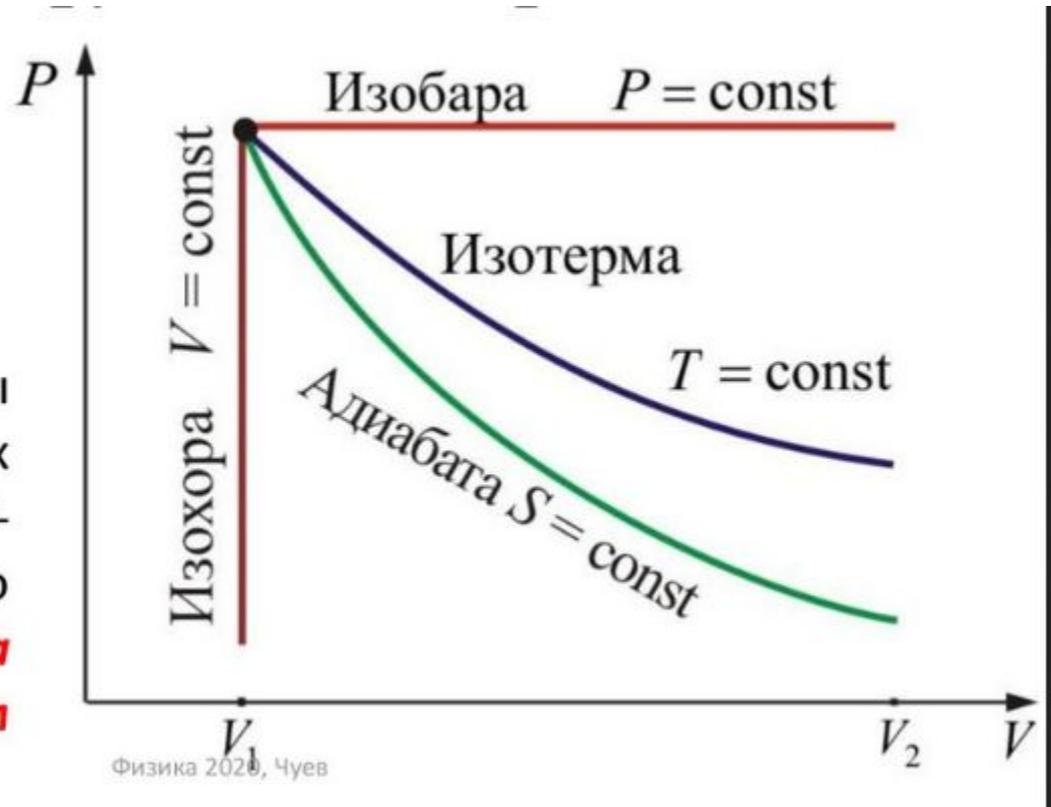
# Адиабатный процесс $Q=0$

- Процесс, происходящий без теплообмена с внешней средой (обычно отсутствие теплообмена связано с быстротой процесса: теплообмен не успевает произойти)

При закачивании воздуха в колбе увеличивается давление, до тех пор, пока не вылетит пробка. При вылете пробки давление резко становится равным атмосферному. Газ в колбе не успевает обменяться теплом с окружающей средой. Таким образом, мы наблюдаем адиабатный процесс. При резком расширении температура в колбе падает и образуется водяной пар, который мы и наблюдаем.

# Адиабатный процесс

На рисунке показаны графики различных изопроцессов в  $PV$ -координатах. Как видно из рисунка, **адиабата идет круче, чем изотерма.**



# Применение первого закона термодинамики к изопроцессам

---

1. Изотермический  $T=\text{const}$ , то  $dU=0$ ;  $dQ=dA$
2. Изохорный  $V=\text{const}$ , то  $dA=0$ ;  $dQ=dU$
3. Изобарный  $P=\text{const}$ , то  $dQ=dU+dA$
4. Адиабатный  $\Delta Q=0$ ;

$A = -\Delta U$  -адиабатное расширение

$\Delta U = -A$  -адиабатное сжатие.

# Адиабатные процессы в технике

В двигателях Дизеля адиабатное сжатие воздуха приводит к такому повышению его температуры, что горючее, которое впрыскивается в рабочую камеру при помощи форсунки, воспламеняется без специального электроподжига.

