



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

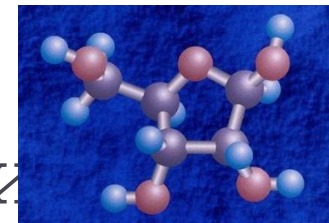
Основы молекулярно-кинетической теории идеальных газов. Основы термодинамики. Изопроцессы

Лекция 4

Ст. преп., к. ф.-м. н. Бачурина Ольга Владимировна
obachurina@yahoo.com

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:

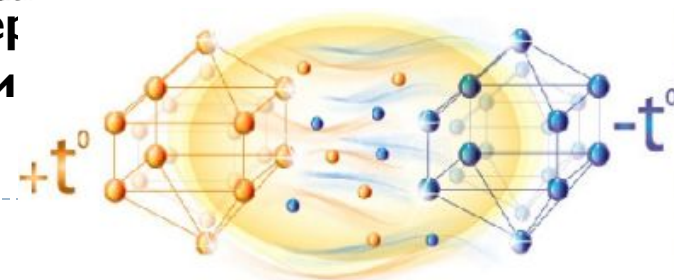
1. Все вещества состоят из атомов или молекул

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}C углерода.**

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

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

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

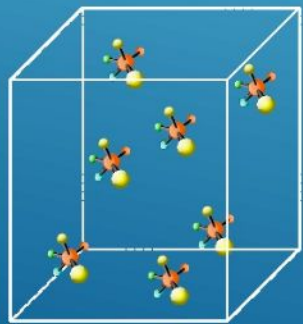
где N - число частиц вещества, или $\nu = \frac{m}{M_0}$ (m – масса тела).



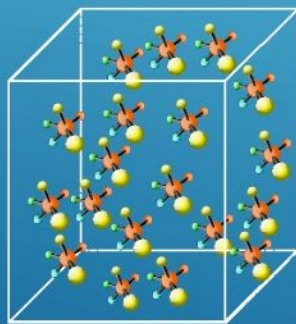
1.2 Термодинамические параметры

1. Температура, T
2. Давление, P
3. Объем, V
4. Плотность, ρ

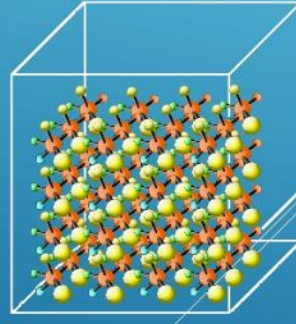
Плотность вещества



Газообразное



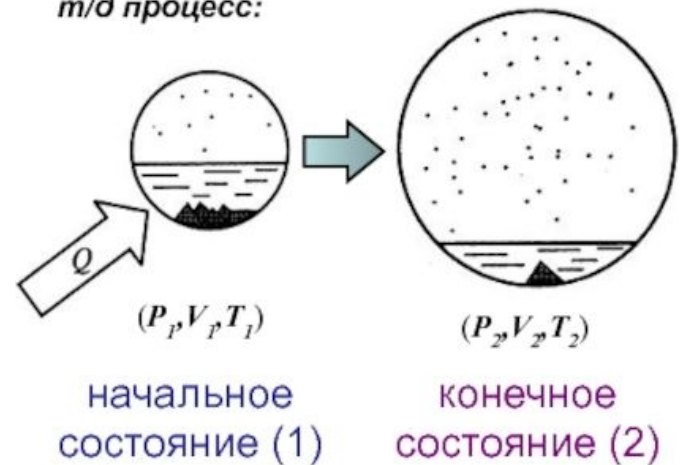
Жидкость



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

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

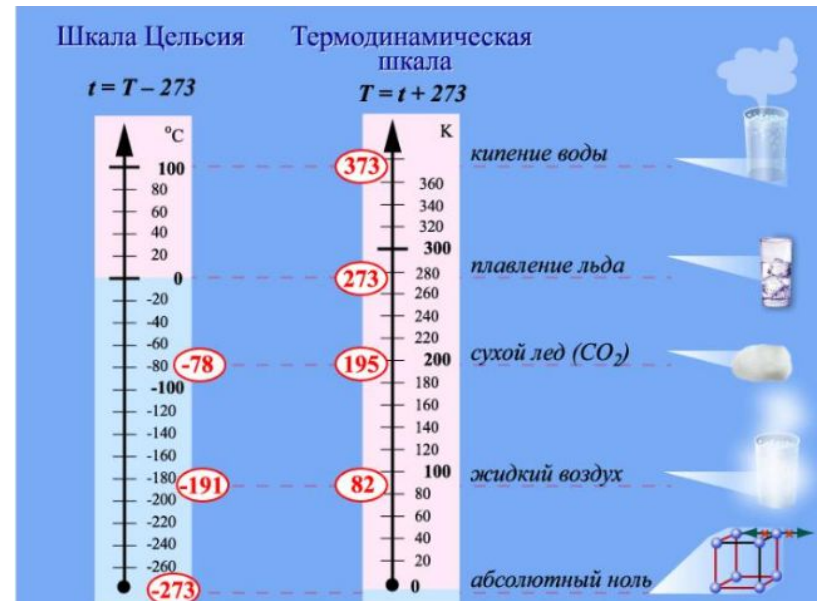
□ Определенная так температура всегда постоянная, ее называют абсолютной температурой или температурой по термодинамической шкале

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

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

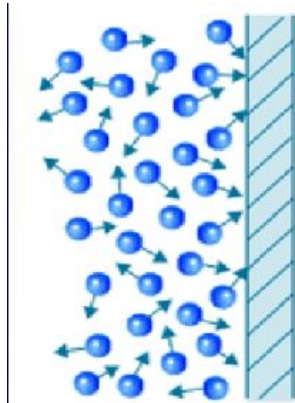
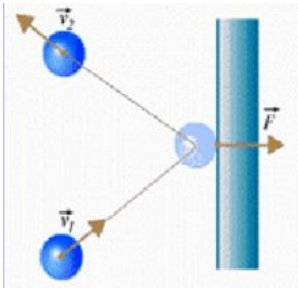
□ Наряду с абсолютной шкалой на практике пользуются шкалой Цельсия (t^0 , С), в которой за *нулевую точку принята температура замерзания воды*.

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 $Па = Н/м^2$.

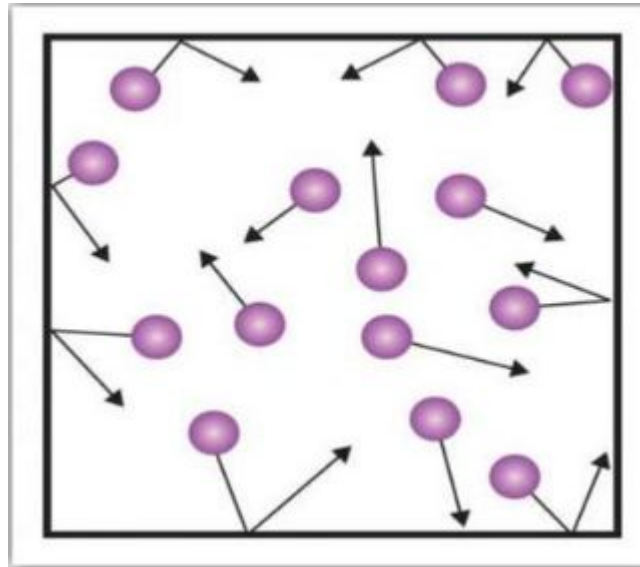


- Плотность – это отношение массы к объему, обратная ей величина выражает объем единицы массы или удельный объем

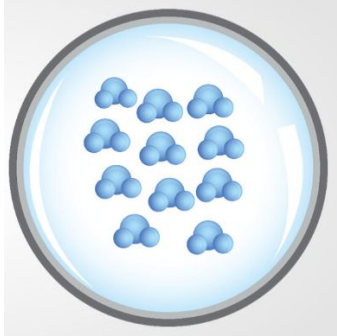
$$\rho = \frac{m}{V}$$

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

□ 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.

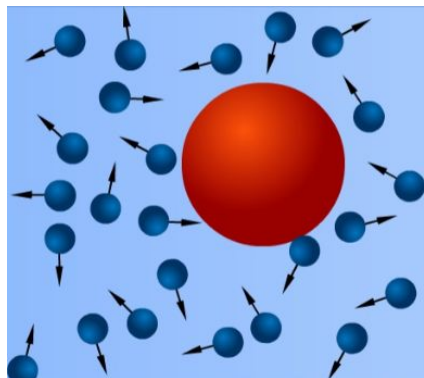
□ Молекулы газа распределяются по скоростям так, что среди них имеются как очень быстрые, так и очень медленные молекулы.

□ Такое распределение является не случайным

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

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

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



1.5 Уравнение Менделеева – Клайперона для идеального газа

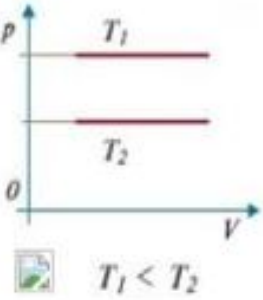
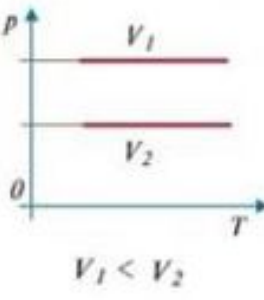
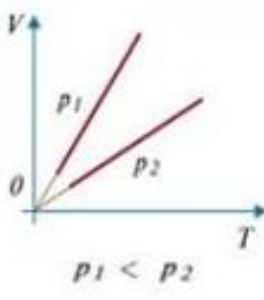
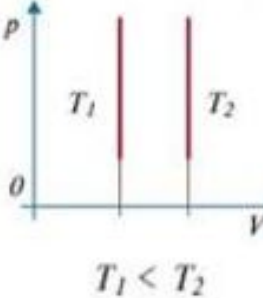
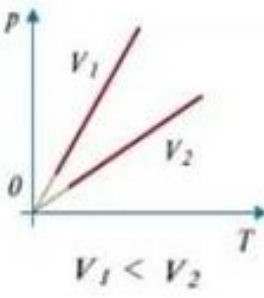
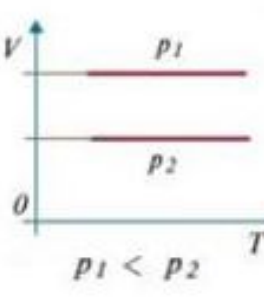
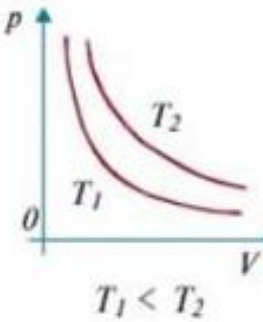
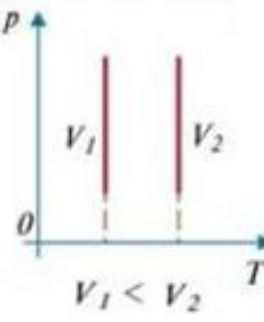
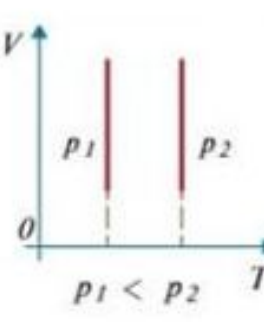
- $PV = \frac{m}{\mu} RT$ (I)
- R - универсальная газовая постоянная, причём $R=8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{К}^{\circ}\text{моль}}$
- Для случая количества частиц N : (подставим в (I) $m=m_0 N$, где m_0 – масса одной частицы, молярную массу μ заменим на $\mu=m_0 N_A$)

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

- $R/N_A=k_B$, 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°
- 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

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

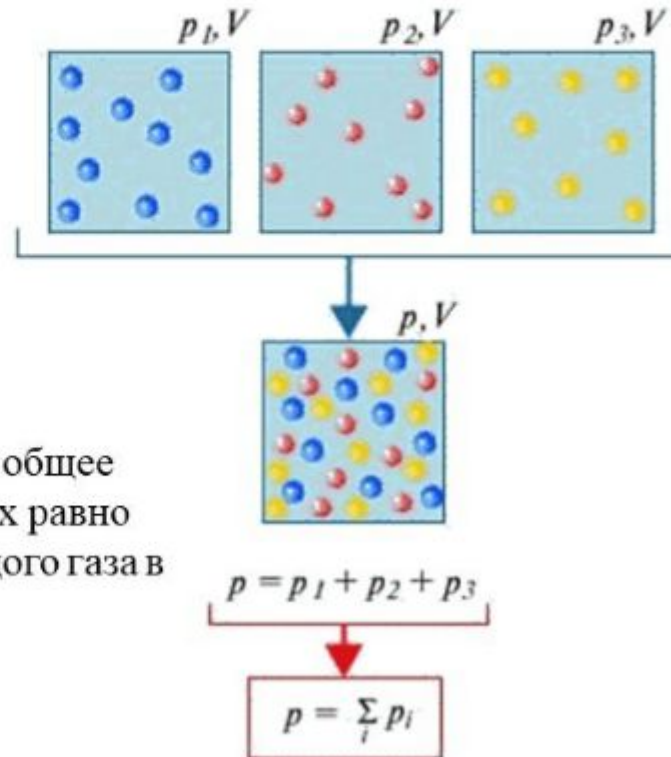
т. е. давление смеси газов равно сумме парциальных давлений её компонент. Это есть содержание закона Дальтона

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 $m \langle v_x^2 \rangle = m \langle v_y^2 \rangle = m \langle v_z^2 \rangle$ являющаяся на одну степень свободы i , равна

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

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

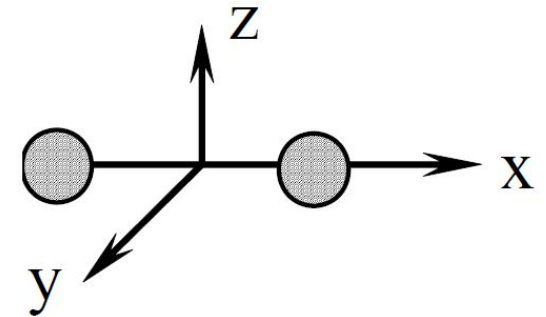
$$\langle W \rangle = \frac{i}{2} kT$$


2. Основы термодинамики.

Внутренняя энергия идеального газа

□ **Двухатомные молекулы** (H_2 , 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 $1/2kT$

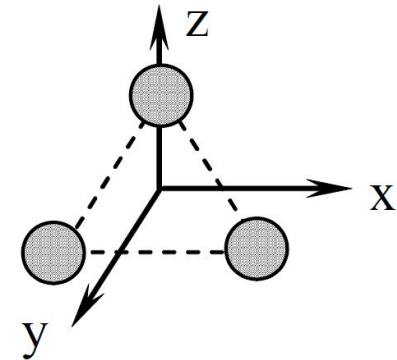


□ Для **трехатомной молекулы** (CO_2 , H_2O) и более сложных (CH_4 , NH_3) $i = 6$, так как молекула может вращаться вокруг трех осей

□ 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

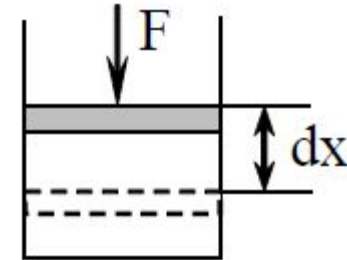
- Внутренняя энергия тела может изменяться либо за счет работы, которую над ним совершают внешние силы, либо за счет контакта его с более горячим телом.
- **Количество теплоты** - энергия, которая передается от одного тела к другому при их контакте, и измеряется в единицах энергии.
- Q может измеряться и во внесистемных единицах – калориях (кал.). Одна калория равна количеству теплоты, необходимому для нагревания 1 г воды от 19,5 до 20,5⁰С ; 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

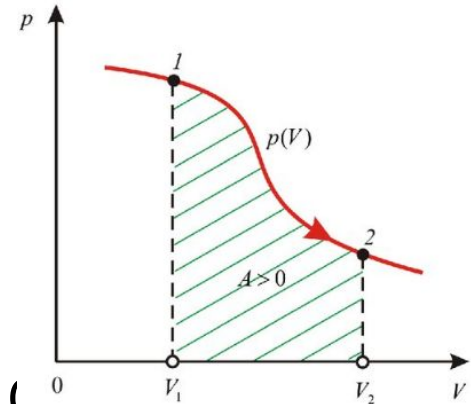
2.2 Работа при расширении газа

□ 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

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

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

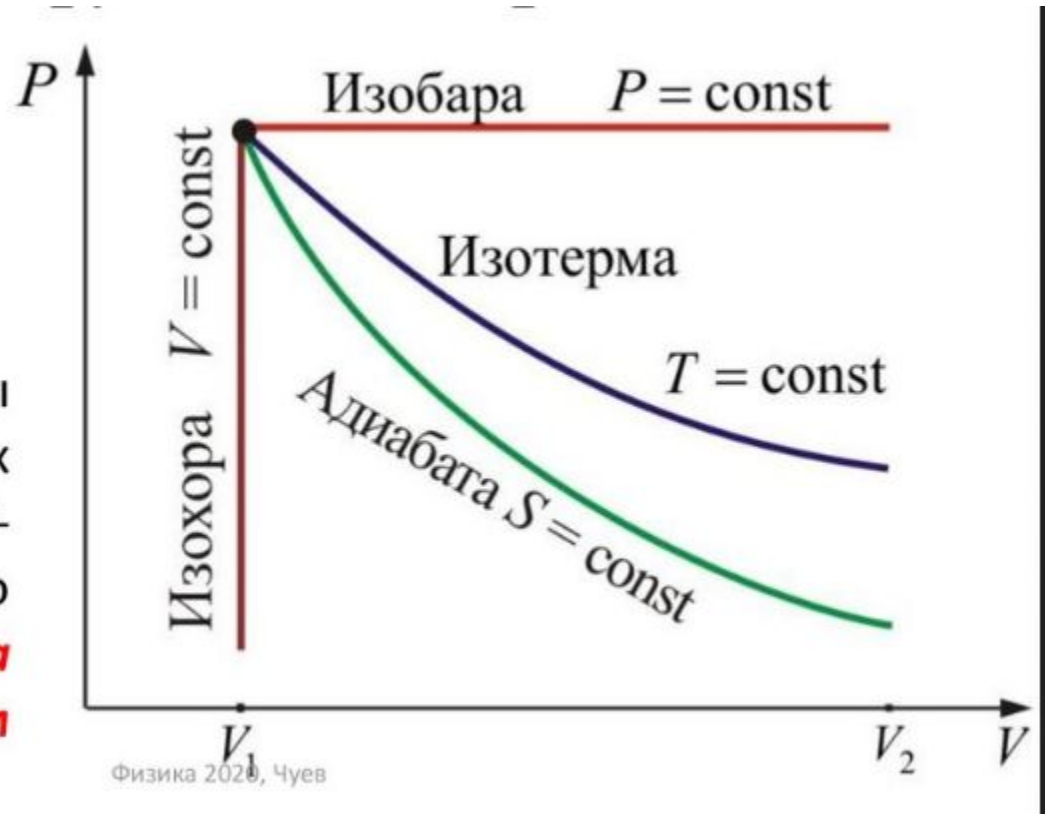
Адиабатный процесс $Q=0$

- 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 изопротессам

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.

