

**ВоГУ**

*Лекция 5*

**Молекулярно-кинетическая  
теория (МКТ) и  
термодинамика**

*Кузина Л.А.,  
к.ф.-м.н.,  
доцент*

**2020 г.**

# План

1. Предмет молекулярной физики. Статистический и термодинамический методы исследований.
2. Молекулярно-кинетическая теория идеального газа. Уравнение состояния.
3. Законы: Авогадро, Дальтона, Паскаля.
4. Основное уравнение молекулярно-кинетической теории (МКТ).
5. Теорема о равномерном распределении энергии по степеням свободы.
6. Предмет и задачи термодинамики.
7. Нулевое начало. Температура.
8. Первое начало термодинамики. Внутренняя энергия. Теплоёмкость.
9. Работа идеального газа в изопроцессах.
10. Применение первого начала термодинамики к изопроцессам
11. Круговой процесс (цикл). КПД цикла
12. Второе начало термодинамики
13. Обратимые и необратимые процессы
14. Цикл Карно

## Молекулярная физика изучает строение и свойства вещества

Молекулярно-кинетическая теория (МКТ) исходит из молекулярно-кинетических представлений:

- 1) все вещества состоят из молекул (атомов);
- 2) молекулы (атомы) находятся в непрерывном движении;
- 3) молекулы взаимодействуют между собой.

Экспериментальные доказательства молекулярно-кинетических представлений:

- 1) Броуновское движение
- 2) диффузия

## Методы исследований:

### 1) статистический

метод основан на том, что свойства макросистем, состоящих из большого числа микрочастиц, определяются усреднёнными значениями характеристик этих микрочастиц (например, скоростей, энергий)

### 2) термодинамический

Термодинамика изучает общие свойства макросистем, находящихся в состоянии термодинамического равновесия, и процессы перехода между состояниями.

В основе термодинамики лежат **3 закона** (начала) термодинамики, основанных на опыте.

# Основные понятия (определения)

**Система** – это любая мысленно выделенная совокупность тел

**Окружающая среда** – это всё, что не входит в систему

**Параметры (термодинамические переменные)** – переменные, определяющие состояние системы в термодинамике – температура, давление, объём

**Экстенсивные**

зависят от количества вещества ( $V, m, \mu$ )

**Интенсивные**

не зависят от количества вещества ( $T, p$ )

**Уравнение состояния – уравнение вида:**  
 $f(p, V, T) = 0$ , связывающее параметры системы

## Молекулярно-кинетическая теория идеального газа. Уравнение состояния

Газ идеальный,  
если

- 1) Собственным объёмом молекул можно пренебречь по сравнению с объёмом сосуда.
- 2) Взаимодействием молекул между собой можно пренебречь.
- 3) Столкновения молекул между собой и со стенками сосуда – абсолютно упругие.

При нормальных условиях (  $T=273\text{ К}$ ,  $p=10^5\text{ Па}$ ) газ можно считать идеальным

# Законы идеального газа, найденные опытным

1) Закон Бойля-Мариотта

( $T=const$ ) изотермический процесс

$$pV = const$$

2) Закон Гей-Люссака

( $p=const$ )

изобарический процесс

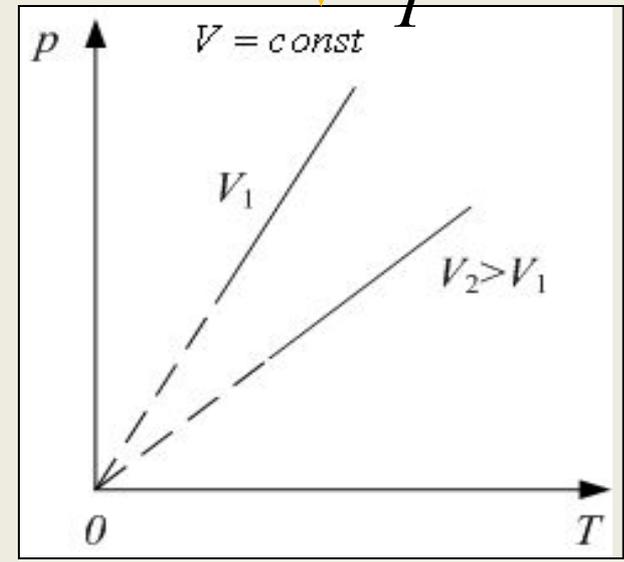
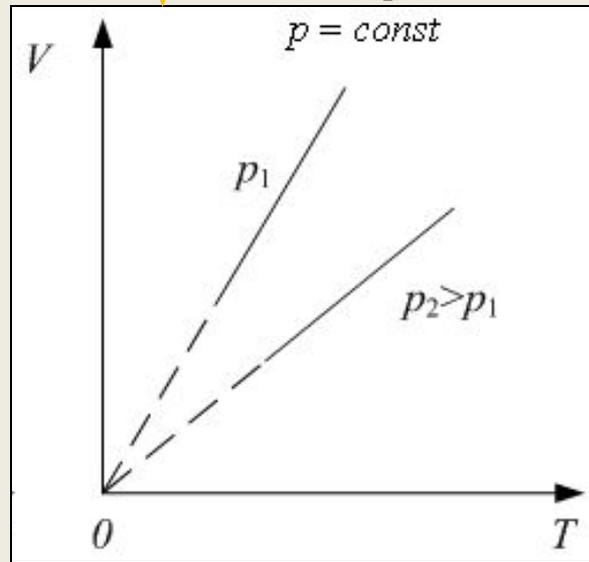
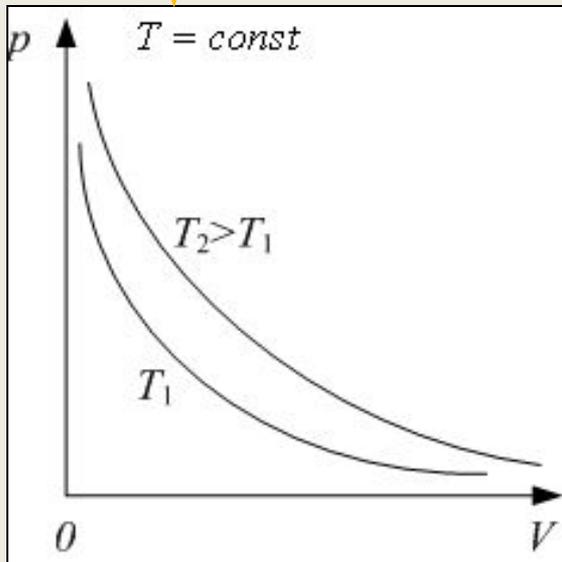
$$\frac{V}{T} = const$$

3) Закон Шарля

( $V=const$ )

изохорический процесс

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



## Уравнение состояния идеального газа

Объединённый газовый закон обобщает все три закона:

$$\begin{array}{ccc} pV = const & \frac{V}{T} = const & \frac{p}{T} = const \\ & \downarrow & \swarrow \\ & \frac{p \cdot V}{T} = const & \\ & \Downarrow & \\ & p \cdot V = \frac{m}{\mu} \cdot RT & \end{array}$$

Уравнение Менделеева-Клапейрона – уравнение состояния идеального газа

# Уравнение состояния идеального газа

**Закон Авогадро:** В одном моле любого вещества содержится одинаковое число молекул (атомов), равное

числу Авогадро  $N_A$

$$p = \frac{m}{\mu} \cdot \frac{RT}{V} = \frac{m_0 \cdot N_A \cdot N}{m_0 \cdot N_A} \cdot \frac{RT}{V} = \frac{N}{V} \cdot \frac{R}{N_A} \cdot T = n \cdot k \cdot T$$

$$m = m_0 \cdot N$$

масса

$$\mu = m_0 \cdot N_A$$

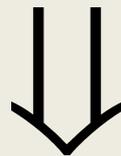
молярная масса

$$k = \frac{R}{N_A}$$

постоянная  
Больцмана

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

концентрация



$$p = n \cdot k \cdot T$$

$$p \cdot V = \frac{m}{\mu} \cdot RT$$

## Давление смеси газов

**Парциальное давление** – это давление, которое оказывал бы данный газ в отсутствие других газов при тех же условиях

**Закон Дальтона:** давление смеси газов равно сумме парциальных давлений всех входящих в смесь газов:

$$p = \sum_i p_i$$

Доказательство:

$$p = n \cdot k \cdot T = \left( \sum_i n_i \right) \cdot kT = \sum_i (n_i \cdot kT) = \sum_i (p_i)$$

**Закон Паскаля:** давление в любой точке покоящегося газа одинаково по всем направлениям и одинаково передаётся по всему объёму

# Основное уравнение молекулярно-кинетической теории

(МКТ)

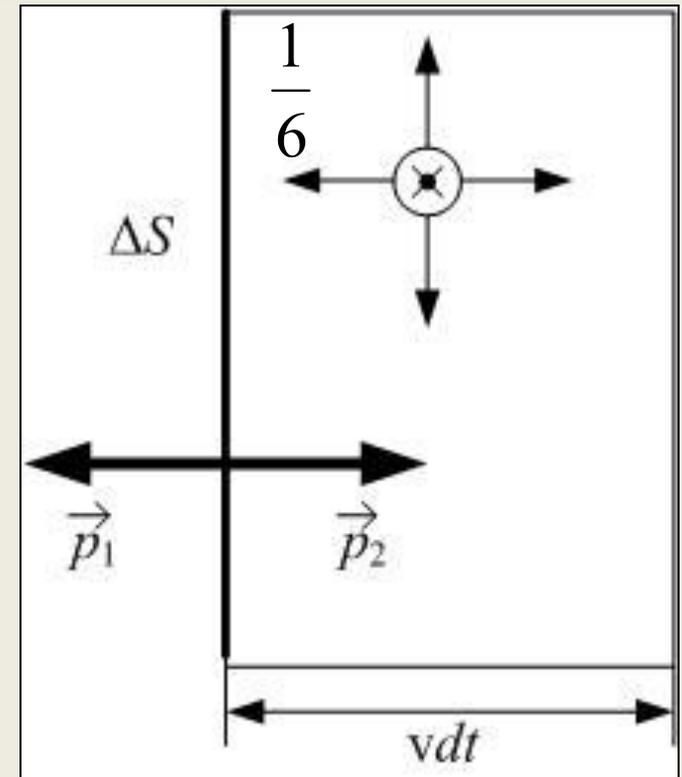
Давление газа на стенку – результат передачи стенке импульса молекулами при упругих соударениях со

стенкой

Предположения

:

- 1) все молекулы имеют одинаковые скорости  $v$
- 2) молекулы могут двигаться только в трёх взаимно перпендикулярных направлениях – либо параллельно стенке, либо перпендикулярно ей



# Основное уравнение молекулярно-кинетической теории

(МКТ)

Молекула при упругом столкновении передаёт стенке импульс  $2m_0 \cdot v$

За время  $dt$  до стенки площадью  $dS$  долетит число молекул:

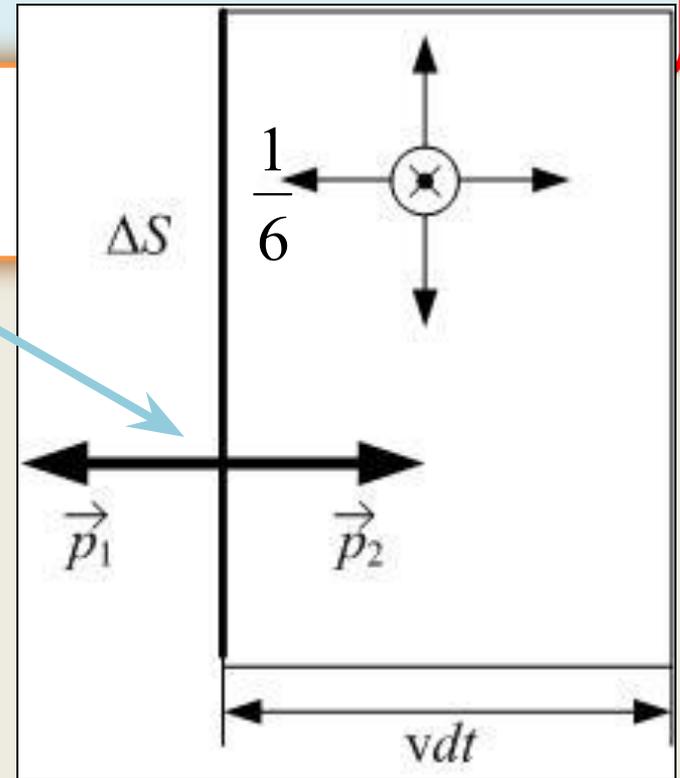
$$N = \frac{1}{6} n \cdot dV = \frac{1}{6} n \cdot \Delta S \cdot v \cdot dt$$

Стенка получает импульс:

$$dp_{\text{импульс}} = N \cdot 2m_0 \cdot v = \frac{1}{6} n \cdot \Delta S \cdot v \cdot dt \cdot 2m_0 \cdot v = \frac{1}{3} n \cdot m_0 \cdot \Delta S \cdot v^2 \cdot dt$$

$$dp_{\text{импульс}} = F \cdot dt$$

$$F = \frac{1}{3} n \cdot m_0 \cdot \Delta S \cdot v^2 \quad \rightarrow \quad p = \frac{F}{\Delta S} = \frac{1}{3} n \cdot m_0 \cdot v^2$$



# Основное уравнение молекулярно-кинетической теории (МКТ)

$$p = \frac{1}{3} n \cdot m_0 \cdot v^2 \quad \rightarrow \quad p = \frac{1}{3} n \cdot m_0 \cdot v_{\text{КВ.}}^2$$

Средняя квадратичная скорость  
По определению:

$$v_{\text{КВ.}} = \sqrt{\frac{\sum_i^N v_i^2}{N}}$$

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{N \cdot m_0}{V} = n \cdot m_0$$

$$v_{\text{КВ.}} = \sqrt{\frac{3kT}{m_0}} = \sqrt{\frac{3RT}{\mu}}$$

$$p = \frac{1}{3} \rho \cdot v_{\text{КВ.}}^2$$

$$\begin{cases} p = \frac{1}{3} n \cdot m_0 \cdot v_{\text{КВ.}}^2 \\ p = n \cdot k \cdot T \end{cases} \Rightarrow \frac{1}{3} n \cdot m_0 \cdot v_{\text{КВ.}}^2 = n \cdot k \cdot T \Rightarrow \frac{1}{3} m_0 \cdot v_{\text{КВ.}}^2 = k \cdot T$$

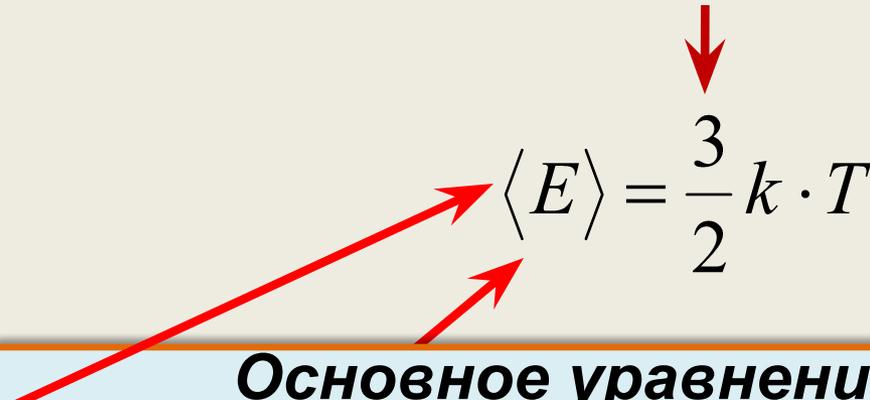
$$\langle E \rangle = \frac{m_0 \cdot v_{\text{КВ.}}^2}{2} \quad \rightarrow \quad p = \frac{2}{3} n \cdot \langle E \rangle$$

Средняя энергия поступательного движения молекул

**Основное уравнение МКТ для давления**

## Основное уравнение молекулярно-кинетической теории (МКТ)

$$\begin{cases} p = \frac{2}{3} n \cdot \langle E \rangle \\ p = n \cdot k \cdot T \end{cases} \Rightarrow \frac{2}{3} n \cdot \langle E \rangle = n \cdot k \cdot T \Rightarrow \frac{2}{3} \langle E \rangle = k \cdot T$$


$$\langle E \rangle = \frac{3}{2} k \cdot T$$

## Основное уравнение МКТ для температуры

Отсюда / смысл абсолютной температуры: при абсолютном нуле ( $T=0$  К) прекращается тепловое движение молекул,  $\rightarrow$  абсолютный нуль недостижим.

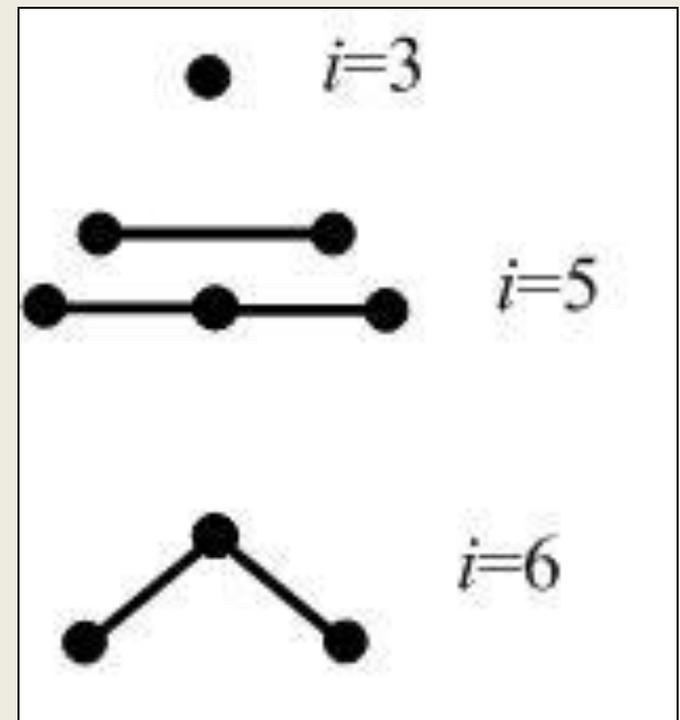
Этим соотношением можно ввести понятие (определение) **абсолютной температуры  $T$**

# Теорема о равномерном распределении энергии по степеням свободы

На любую степень свободы приходится в среднем одинаковая энергия, равная

$$\langle E_1 \rangle = \frac{k \cdot T}{2}$$

Число степеней свободы  $i$  равно числу независимых координат, однозначно определяющих положение тела (или молекулы) в пространстве

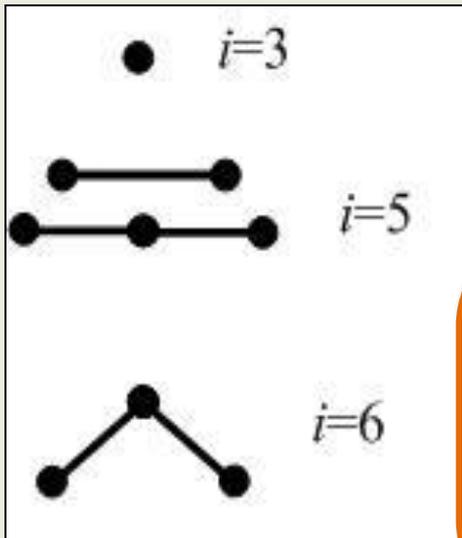


# Число степеней свободы

Одноатомные:

$$i = i_{\text{пост}} = 3$$

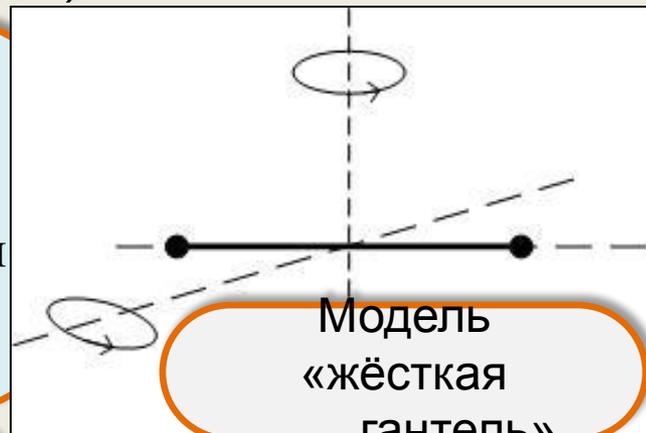
(3 координаты - X, Y, Z)



Двухатомные:

$$i = i_{\text{пост}} + i_{\text{вр.}} = 3 + 2 = 5$$

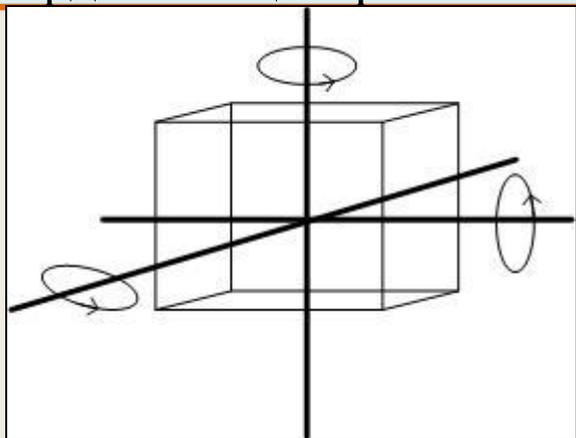
(3 координаты центра масс и 2 угловых; одна из осей неактивна)



Многоатомные нелинейные и абсолютно твердое тело:

$$i = i_{\text{пост}} + i_{\text{вр.}} = 3 + 3 = 6$$

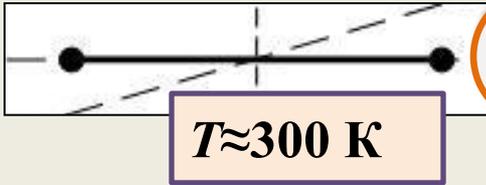
(3 координаты центра масс и 3 угловых)



$$i_{\text{эфф.}} = i_{\text{пост}} + i_{\text{вр.}} + 2i_{\text{кол}} = 3 + 2 + 2 \cdot 1 = 7$$

2 вида энергии при колебаниях: кинетическая и потенциальная

# Ограничения теоремы о равнораспределении



Модель  
«жёсткая  
гантель»

*Не работает при  
высоких и при низких  
температурах*

При высоких температурах  
надо учитывать  
колебательные степени свободы:

Модель  
«нежёсткая  
гантель»:



$$i_{\text{эфф.}} = i_{\text{пост}} + i_{\text{вр.}} + 2i_{\text{кол}} = 3 + 2 + 2 \cdot 1 = 7$$

2 вида энергии при колебаниях:  
кинетическая и потенциальная

При низких температурах «замораживаются» вращательные  
степени свободы, и нужно учитывать только пост  $i = i_{\text{пост}} = 3$  :

## Внутренняя энергия идеального газа

На одну степень  
свободы:

$$\langle E_1 \rangle = \frac{k \cdot T}{2}$$

Средняя энергия молекулы с  $i$  степенями  
свободы:

$$\langle E_{\text{мол.}} \rangle = \frac{i}{2} k \cdot T$$

Суммарная энергия  $N$  молекул идеального  
газа:

$$U = N \cdot \langle E_1 \rangle = \frac{N \cdot i \cdot k \cdot T}{2} = \frac{\nu \cdot N_A \cdot k \cdot i \cdot T}{2} = \frac{\nu \cdot i \cdot (N_A \cdot k) \cdot T}{2} = \nu \cdot \frac{i}{2} \cdot RT$$

Внутренняя энергия идеального газа – суммарная кинетическая энергия всех молекул; потенциальная энергия взаимодействия молекул не учитывается

**Внутренняя энергия**  $U$  – суммарная кинетическая и потенциальная

энергия всех частиц: электронов в атомах, нуклонов в ядрах атомов и т.д. Внутренняя энергия **не включает** энергию движения тела как целого (движения центра масс и вращения тела как целого) и потенциальную энергию тела во внешних полях

# Термодинамика

Термодинамика изучает общие свойства макросистем, находящихся в состоянии термодинамического равновесия, и процессы перехода между состояниями. Термодинамика позволяет понять, какие процессы возможны, а какие – нет.

Отвлекаясь от движения тела как целого, термодинамика сосредотачивает внимание на изменениях внутреннего состояния тела, состояния термодинамической системы

На основе общих принципов механики пытались установить связь между молекулярным движением и тепловыми явлениями

Термодинамику пытались свести к механике

Это принципиально невозможно

Законы Ньютона обратимы во времени

Тепловые процессы необратимы: теплота переходит от горячего к холодному, но не наоборот

**Ньютоновская механика принципиально не может  
объяснить необратимость процессов**

Сведение термодинамики к механике оказывается невозможным

## Предмет и задачи термодинамики

Пример: греем газ в закрытом сосуде, приведя его в соприкосновение с нагретым телом. Увеличивается энергия газа; он при расширении может совершить механическую работу

При теплообмене передача энергии происходит на микроскопическом уровне, при столкновениях молекул. Результат каждого отдельного столкновения предсказать невозможно. Но **в среднем**, с макроскопической точки зрения, при соударении энергичных молекул нагретого тела со стенками сосуда с газом энергия переходит от нагретого тела к газу. В результате тепловая энергия обязательно перетекает от горячего тела к газу

Теплота представляет собой особую форму движения материи.

Хотя теплота и связана с молекулярным механическим движением, но этим не исчерпывается ее сущность

В механике переменными являются координаты и импульсы (скорости) частиц.

В термодинамике такое описание оказалось неприемлемым. В число переменных (параметров) в термодинамике потребовалось ввести **температуру**

**Температура определяет направление перехода теплоты,**  
то есть выступает как мера нагретости тела

## Параметры

Для определения состояния системы в термодинамике используются параметры (термодинамические переменные):

### **Экстенсивн**

зависят от количества вещества  $(V, m, \mu)$

### **Интенсивны**

не зависят от количества вещества  $(T, p)$

Параметры измеряются на опыте

Параметры системы не являются независимыми друг от друга, они связаны **уравнением состояния**

Уравнение состояния – уравнение вида:  
 $f(p, V, T) = 0$ , связывающее параметры системы

## В основе термодинамики лежат основанные на опыте законы (начала) термодинамики

В термодинамике нет моделей, теоретических предположений о строении вещества или о механизме процессов.

Свойства вещества – теплоёмкость, температурные коэффициенты объёмного и линейного расширения, и т.д. – определяются из опыта

### **Закон теплового равновесия (нулевое начало термодинамики)**

Понятие теплового равновесия является одним из главнейших исходных термодинамических понятий.

Опыт показывает, что **если системы 1 и 2 находятся в тепловом равновесии с системой 3, то системы 1 и 2 будут также в тепловом равновесии друг с другом.**

Значение этого закона заключается в том, что он приводит к выводу о существовании **температуры** как характеристики теплового равновесия системы.

Температура есть присущая каждому состоянию равновесия интенсивная величина

## Внутренняя энергия

Одно из важных понятий – внутренняя энергия системы  $U$ . Внутренняя энергия тела – это полная энергия тела, за исключением кинетической энергии движения тела как целого (движения центра масс и вращения тела как целого) и потенциальной энергии тела во внешних полях

**Внутренняя энергия системы – это функция состояния**, то есть однозначно определяется состоянием системы.

Изменение внутренней энергии системы в каком-либо процессе не зависит от пути перехода, а только от начального и конечного состояния; а в замкнутом процессе, когда система возвращается в исходное состояние, изменение внутренней энергии равно нулю

## Первое начало термодинамики

Внутреннюю энергию системы можно изменить за счёт:

- 1) совершения над системой работы;
- 2) сообщения системе теплоты:

$$dU = \delta Q + \delta A_{\text{внешних сил}}$$

$$\Delta U = Q + A_{\text{внешних сил}}$$

$$\delta A = -\delta A_{\text{внешних сил}}$$

$$\delta Q = \delta A + dU$$

$$Q = A + \Delta U$$

**Количество теплоты, сообщённое системе, идёт на приращение её внутренней энергии и на работу системы против внешних сил**

# Теплоёмкость

## Теплоёмкость тела

(полная) –

$$C_{\text{тела}} = \frac{\delta Q}{dT}$$

количество теплоты, которое нужно сообщить системе (телу) для того, чтобы нагреть на 1 кельвин

$$[C_{\text{тела}}] = \frac{\text{Дж}}{\text{К}}$$

## Молярная теплоёмкость

–

$$C = \frac{\delta Q}{\nu \cdot dT}$$

(теплоёмкость моля вещества) – количество теплоты, которое нужно сообщить одному молю вещества для того, чтобы нагреть на 1 кельвин

$$[C] = \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$$

## Удельная теплоёмкость

–

$$c = \frac{\delta Q}{m \cdot dT}$$

(теплоёмкость единицы массы вещества) – количество теплоты, которое нужно сообщить единице массы вещества для того, чтобы нагреть на 1 кельвин

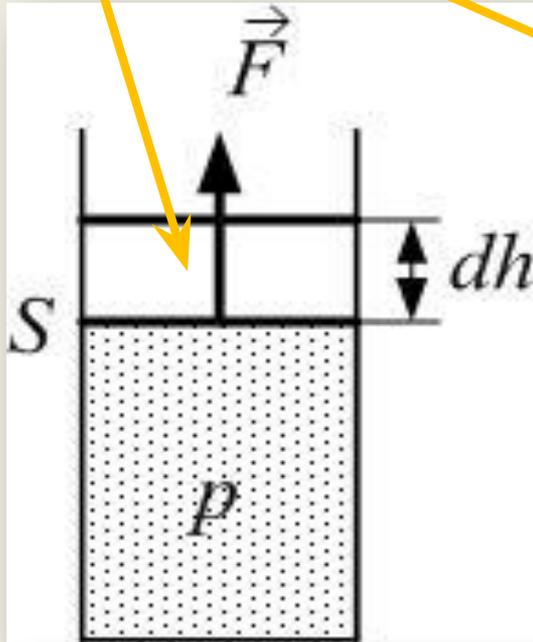
$$[c] = \frac{\text{Дж}}{\text{кг} \cdot \text{К}}$$

Связь между теплоёмкостями

$$C = \frac{\delta Q}{\nu \cdot dT} = \frac{\delta Q}{\frac{m}{\mu} \cdot dT} = \mu \cdot \frac{\delta Q}{m \cdot dT} \longrightarrow c = \frac{C}{\mu}$$

# Работа идеального газа при изменении объёма

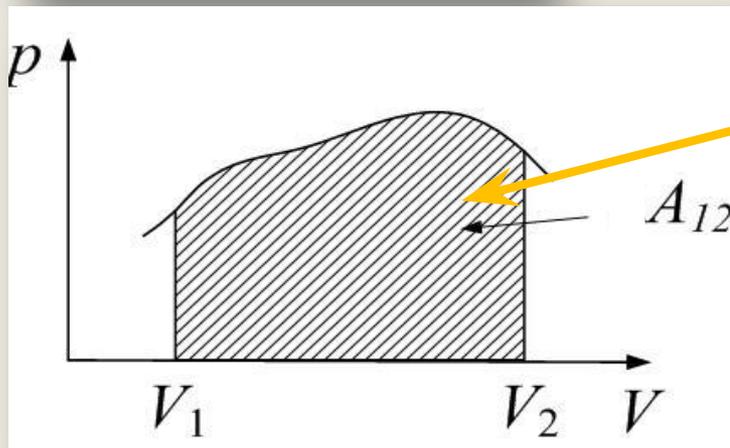
$$dV = S \cdot dh$$



При подъёме поршня на малую высоту  $dh$  сила давления газа  $F=pS$  совершит работу  $\delta A = F \cdot dh$

$$\delta A = pS \cdot dh$$

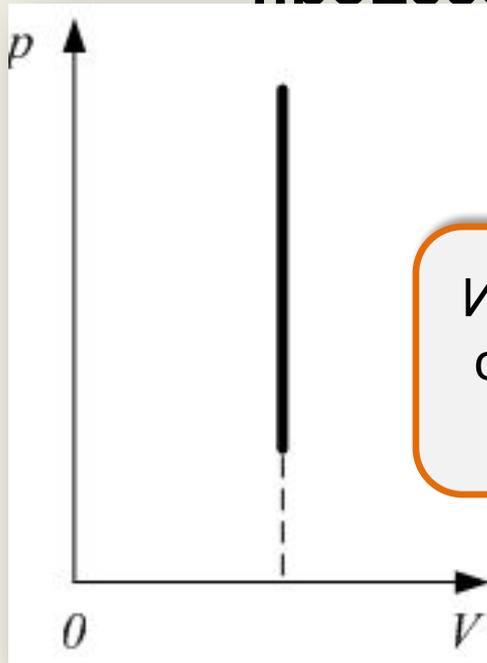
$$\delta A = p \cdot dV$$



$$A_{12} = \int_{V_1}^{V_2} p dV$$

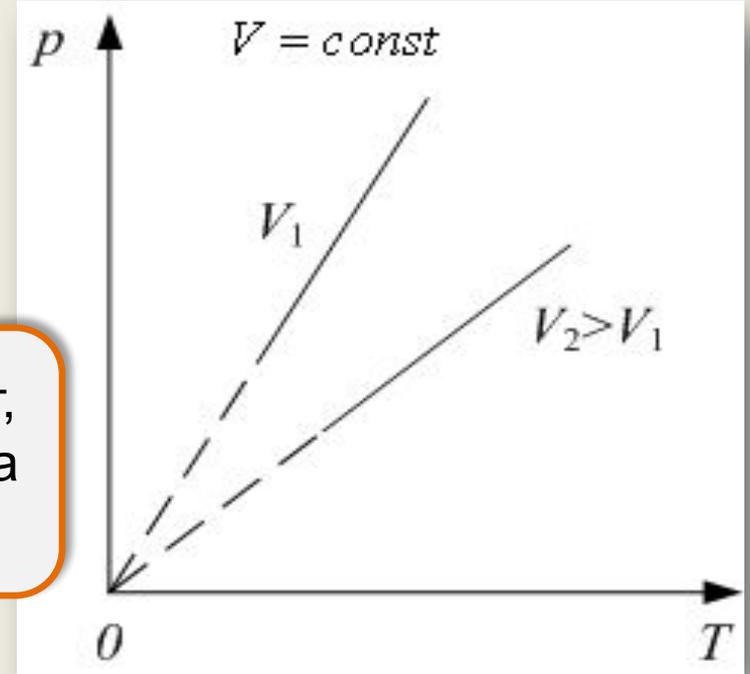
Работа равна площади под графиком  $p=f(V)$

Работа газа в  
изопроцессах  
Изохорический  
процесс



$$V = const$$

Изменения объёма нет,  
следовательно, работа  
не совершается:



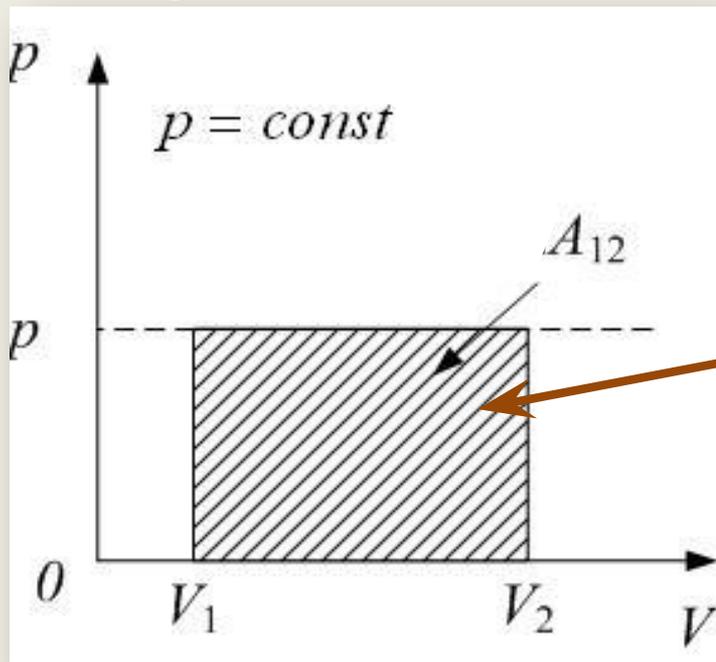
$$dV = 0$$

$$\delta A = p dV = 0$$

$$A = 0$$

## Работа газа в изопроцессах

## Изобарический процесс



$$A_{12} = \int_{V_1}^{V_2} p dV = p \int_{V_1}^{V_2} dV = p(V_2 - V_1)$$

$$A_{12} = p \cdot \Delta V$$

$$\begin{cases} p \cdot V_1 = \nu \cdot RT_1 \\ p \cdot V_2 = \nu \cdot RT_2 \end{cases}$$



$$A_{12} = p(V_2 - V_1) = pV_2 - pV_1$$

$$A_{12} = \nu \cdot RT_2 - \nu \cdot RT_1 = \nu \cdot R(T_2 - T_1)$$

$$A_{12} = \nu \cdot R \cdot \Delta T$$

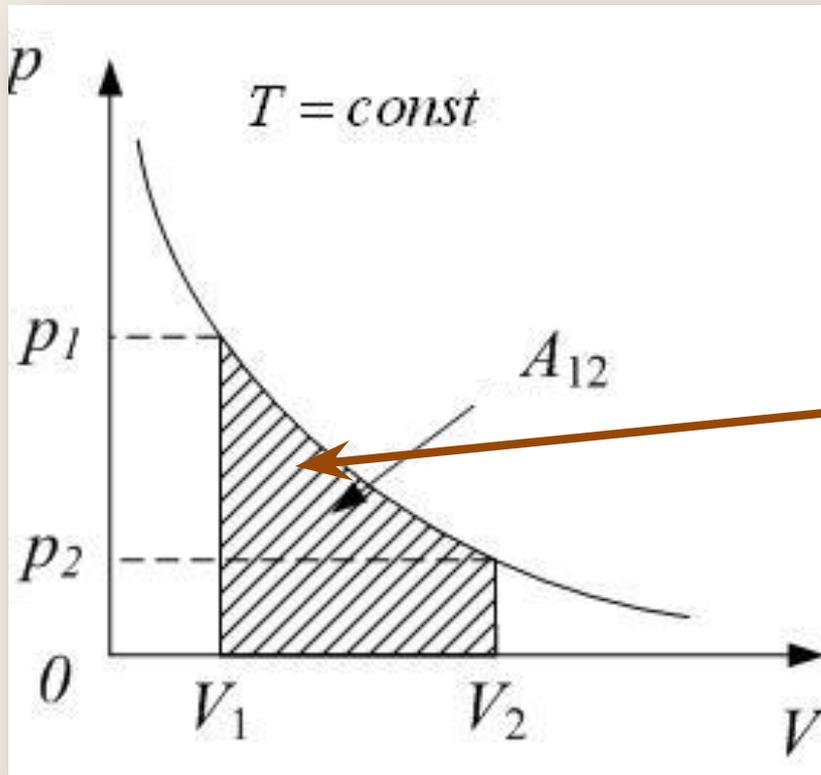
$$R = \frac{\Delta A_{12}}{\nu \cdot \Delta T}$$

$$R = \frac{\delta A}{\nu \cdot dT}$$

**Универсальная газовая  
постоянная  $R$   
численно равна работе  
одного моля  
идеального газа при  
изобарном нагревании  
на 1 кельвин**

## Работа газа в изопроцессах

## Изотермический процесс



Без доказательства:

$$A_{12} = \nu \cdot RT \ln \frac{V_2}{V_1}$$

$$p_1 V_1 = p_2 V_2 \Rightarrow \frac{V_2}{V_1} = \frac{p_1}{p_2}$$

$$A_{12} = \nu \cdot RT \ln \frac{p_1}{p_2}$$

# Применение первого начала термодинамики к изопроцессам с идеальным газом

$$\delta Q = \delta A + dU$$

## 1) Изохорический процесс

$$V = const \implies \begin{matrix} \delta A = 0 \\ A = 0 \end{matrix} \implies \delta Q = dU$$

$$U = \nu \cdot \frac{i}{2} \cdot RT$$

$$\delta Q = dU = \nu \cdot \frac{i}{2} \cdot R \cdot dT$$

Молярная теплоёмкость при постоянном объёме:

$$C_V = \frac{\delta Q}{\nu \cdot dT} = \frac{dU}{\nu \cdot dT} \longrightarrow C_V = \frac{i}{2} R$$

В интегральном виде:

$$Q = \Delta U = \nu \cdot C_V \cdot \Delta T = \nu \cdot \frac{i}{2} \cdot R \cdot \Delta T$$

# Применение первого начала термодинамики к изопроцессам с

идеальным газом

## 2) Изобарический процесс

$$p = const$$

$$\begin{cases} \delta A = \nu \cdot R \cdot dT \\ dU = \nu \cdot C_V \cdot dT \end{cases} \Rightarrow \delta Q = \delta A + dU = \nu \cdot R \cdot dT + \nu \cdot C_V \cdot dT$$
$$\delta Q = \nu \cdot (R + C_V) \cdot dT = \nu \cdot C_p \cdot dT$$

Молярная теплоёмкость при постоянном давлении:

$$C_p = \frac{\delta Q}{\nu \cdot dT} \rightarrow C_p = R + C_V$$

Уравнение Майера

Теплоёмкость при постоянном объёме оказывается меньше, так как газ не совершает работу, и для нагревания газа на 1 К теплоты требуется меньше: как раз на величину  $R$ , имеющей смысл работы одного моля газа при постоянном давлении

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

Применение первого начала  
термодинамики к изопроцессам с  
идеальным газом

3) Изотермический  
процесс

$$T = const$$

$$dT = 0 \quad \Rightarrow \quad dU = \nu \cdot C_V \cdot dT = 0 \quad \Rightarrow \quad \Delta U = 0$$

$$\delta Q = \delta A + dU = \delta A = p \cdot dV$$

$$Q = A$$

$$Q_{12} = A_{12} = \nu \cdot RT \ln \frac{V_2}{V_1}$$

#### 4) Адиабатический процесс

протекает **без теплообмена** с окружающей средой: система не получает и не отдаёт теплоты

$$\delta Q = 0$$

$$Q = 0$$

Адиабатными процессами будут процессы, протекающие  
1) в системе с хорошей теплоизоляцией;  
2) очень быстрые процессы, – система не успевает обменяться теплотой с окружающей средой за время протекания процесса

По первому началу термодинамики  $\delta Q = \delta A + dU = 0$

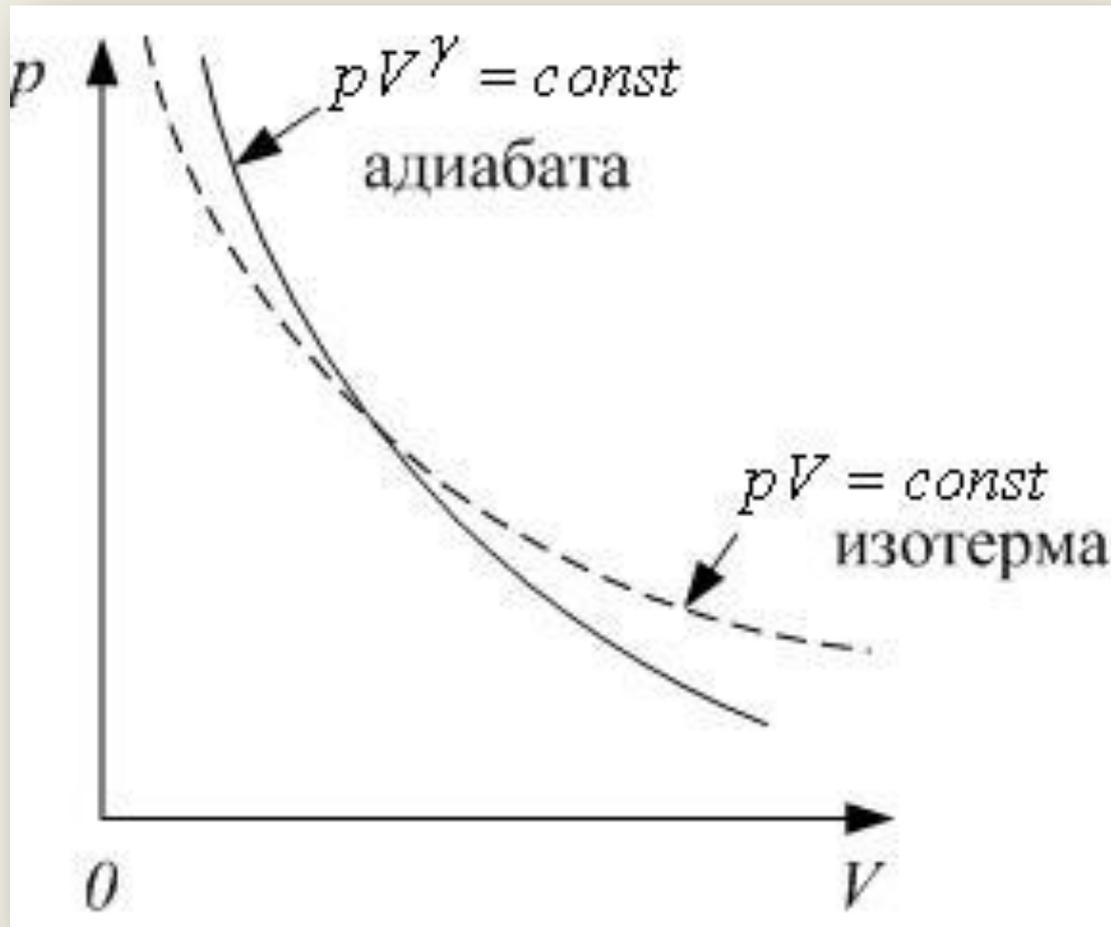
$$\delta A = -dU$$

$$A = \Delta U$$

#### 4) Адиабатический процесс

$$pV^\gamma = \text{const}$$

$$T \cdot V^{(\gamma-1)} = \text{const}$$



$$\gamma = \frac{C_p}{C_V}$$

Показатель Пуассона по определению



$$\gamma = \frac{C_V + R}{C_V} = 1 + \frac{R}{C_V}$$

$$\gamma = \frac{C_V + R}{C_V} = 1 + \frac{R}{C_V}$$

$$\gamma = \frac{C_V + R}{C_V} = 1 + \frac{R}{\frac{i}{2}R} = \frac{i+2}{i}$$

## Работа в адиабатическом процессе

$$T \cdot V^{\gamma-1} = \text{const}$$

По первому началу термодинамики:

$$A_{12} = -\Delta U = -\nu \cdot C_V \cdot (T_2 - T_1)$$

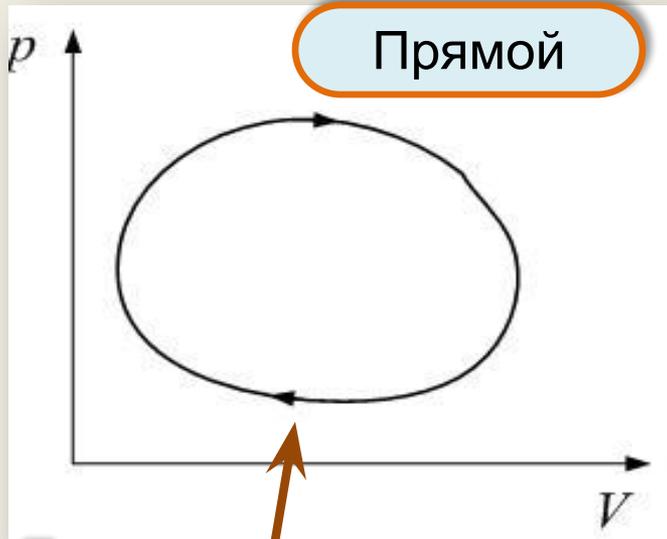
$$T_2 \cdot V_2^{\gamma-1} = T_1 \cdot V_1^{\gamma-1}$$
$$T_2 = T_1 \left( \frac{V_1}{V_2} \right)^{\gamma-1}$$

$$A_{12} = -\nu \cdot C_V \cdot \left( T_1 \left( \frac{V_1}{V_2} \right)^{\gamma-1} - T_1 \right) = \nu \cdot C_V \cdot T_1 \left( 1 - \left( \frac{V_1}{V_2} \right)^{\gamma-1} \right)$$

$$A_{12} = \nu \cdot \frac{R}{\gamma-1} \cdot T_1 \left( 1 - \left( \frac{V_1}{V_2} \right)^{\gamma-1} \right) = \frac{p_1 V_1}{\gamma-1} \left( 1 - \left( \frac{V_1}{V_2} \right)^{\gamma-1} \right)$$

## Круговой процесс (цикл)

**Цикл – замкнутый процесс, при котором система, пройдя ряд последовательных состояний, возвращается в исходное состояние**



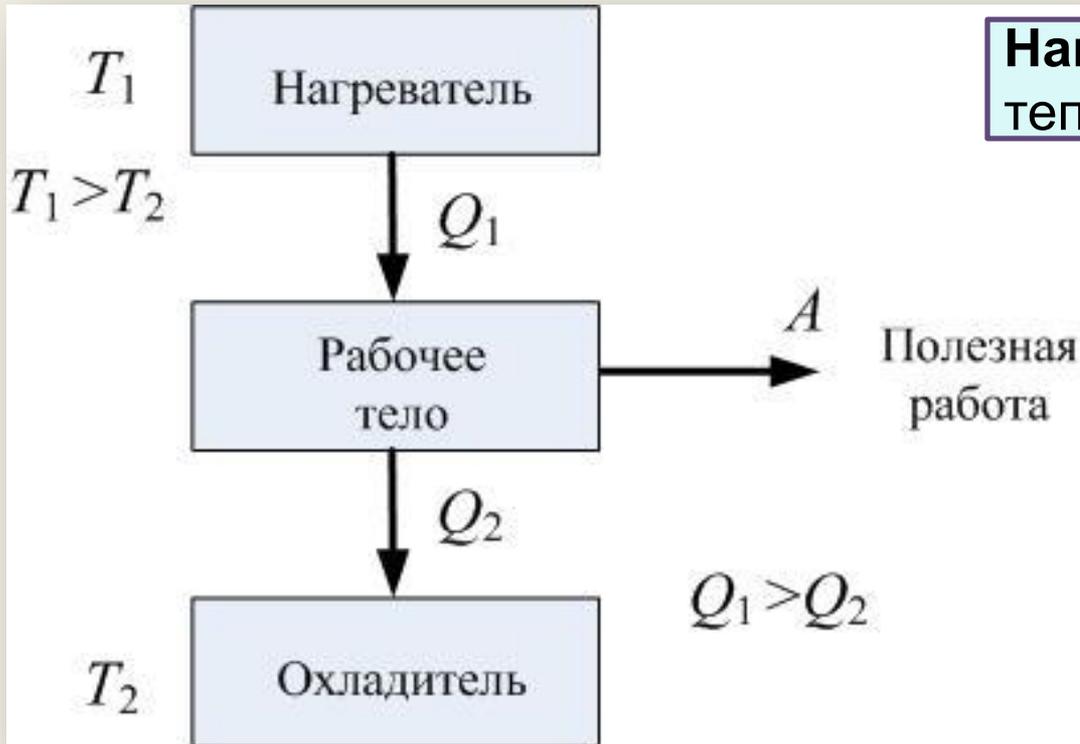
**Тепловая машина** совершает механическую работу за счёт тепловой энергии.  
Непрерывно действующая тепловая машина должна работать периодически



**Холодильная машина** отводит тепло от более холодного тела к более нагретому; при этом должна затрачиваться некоторая работа

## Круговой процесс (цикл)

Тепловая  
машина:



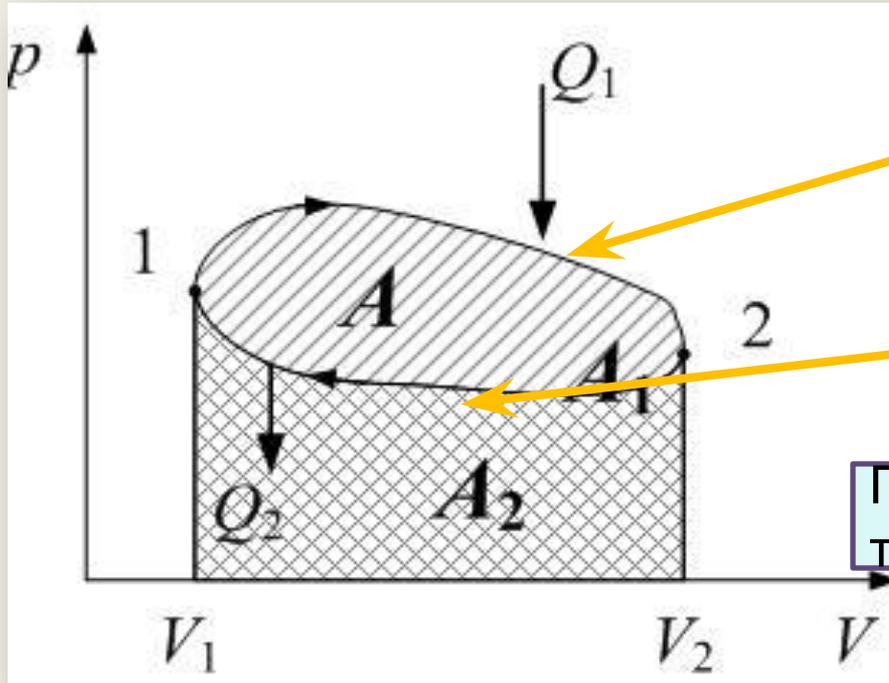
Нагреватель – резервуар  
теплоты

Рабочее тело  
совершает циклический  
процесс

Для того, чтобы рабочее тело возвращалось в исходное состояние, совершив некоторую работу, и цикл мог повторяться, обязательно требуется наличие охладителя (**холодильника**), которому рабочее тело передаёт некоторое количество теплоты

## Круговой процесс (цикл)

Тепловая  
машина:



Разобьём **прямой** цикл на два процесса:

- 1) расширения от минимального объёма до максимального
- 2) сжатия ( $2 \rightarrow 1$ ).

По первому началу термодинамики:

$$Q_1 = A_1 + \Delta U_{12} = A_1 + (U_2 - U_1)$$

$$-Q_2 = -A_2 + \Delta U_{21} = A_2 + (U_1 - U_2)$$

Количество теплоты,  
полученное за весь  
цикл:

$$Q = Q_1 + (-Q_2)$$

# Круговой процесс (цикл). КПД цикла

Тепловая  
машина:

1-2

$$Q_1 = A_1 + \Delta U_{12} = A_1 + (U_2 - U_1)$$

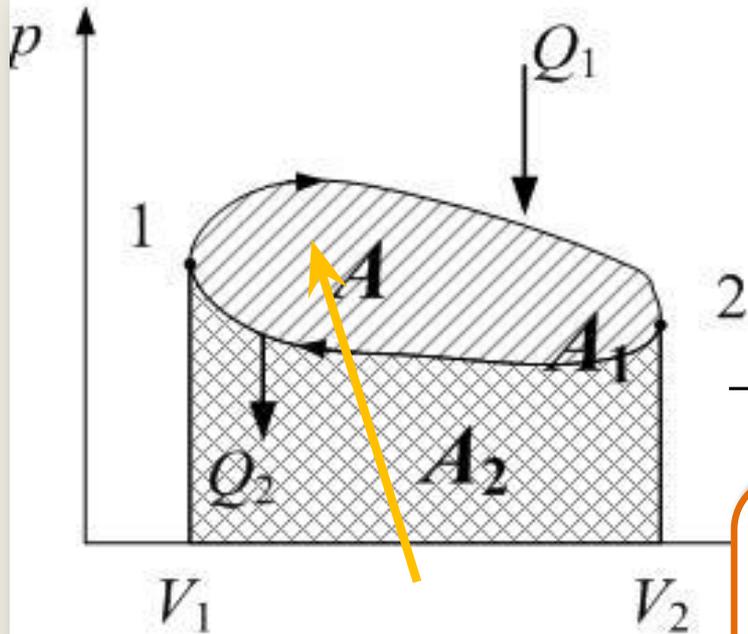
2-1

$$-Q_2 = -A_2 + \Delta U_{21} = -A_2 + (U_1 - U_2)$$

Количество теплоты, полученное за  
весь цикл, равно работе за цикл.  
Внутренняя энергия не изменилась

$$Q = Q_1 - Q_2 = A_1 - A_2 = A$$

$$\eta = \frac{A}{Q_1} = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1} = 1 - \frac{Q_2}{Q_1} < 1$$



## Второе начало

Опыт показывает, что нельзя построить тепловую машину, которая ВСЮ полученную от нагревателя теплоту превращает в работу, то есть машину с КПД=1 (вечный двигатель второго рода)

### **Формулировка Томсона:**

**Невозможен  
вечный двигатель**

**II рода**

Невозможен процесс, единственным результатом которого является превращение теплоты, полученной от нагревателя, в эквивалентную ей работу

### **Формулировка Клаузиуса:**

Невозможен процесс, единственным результатом которого является передача теплоты от более холодного тела к более нагретому

Теплота сама собой может переходить только от нагретого к холодному

## Второе начало

Формулировки Томсона и Кельвина  
эквивалентны

**Формулировка  
Томсона:**

Невозможен  
двигатель с КПД=1

**Формулировка Клаузиуса:**

Теплота сама собой может  
переходить только от нагретого к  
холодному

**Доказательство:**

Если бы теплота  $Q_2$  сама собой, без дополнительной работы перешла от холодильника к нагревателю тепловой машины, то её можно было бы в конце концов превратить в работу, то есть построить тепловую машину с КПД=1

## Обратимые и необратимые

Термодинамический процесс называется **обратимым**, если он может проходить как в прямом, так и в обратном направлении; при этом после возвращения системы в исходное состояние в окружающей среде и в самой системе не происходит никаких изменений

Пример обратимого процесса:

абсолютно упругое соударение

Примеры необратимых процессов:

неупругое соударение, трение, диффузия, теплопроводность

Обратимые процессы – идеализация **Равновесный** (квазистатический) процесс представляет собой непрерывную последовательность равновесных состояний.

Любая точка такого процесса – состояние равновесия, из которого система может идти как в прямом, так и в обратном направлении.

Отсюда следует что **любой равновесный процесс обратим**.  
Только равновесные процессы можно изображать графически

**В обратимых процессах система совершает максимальную работу**

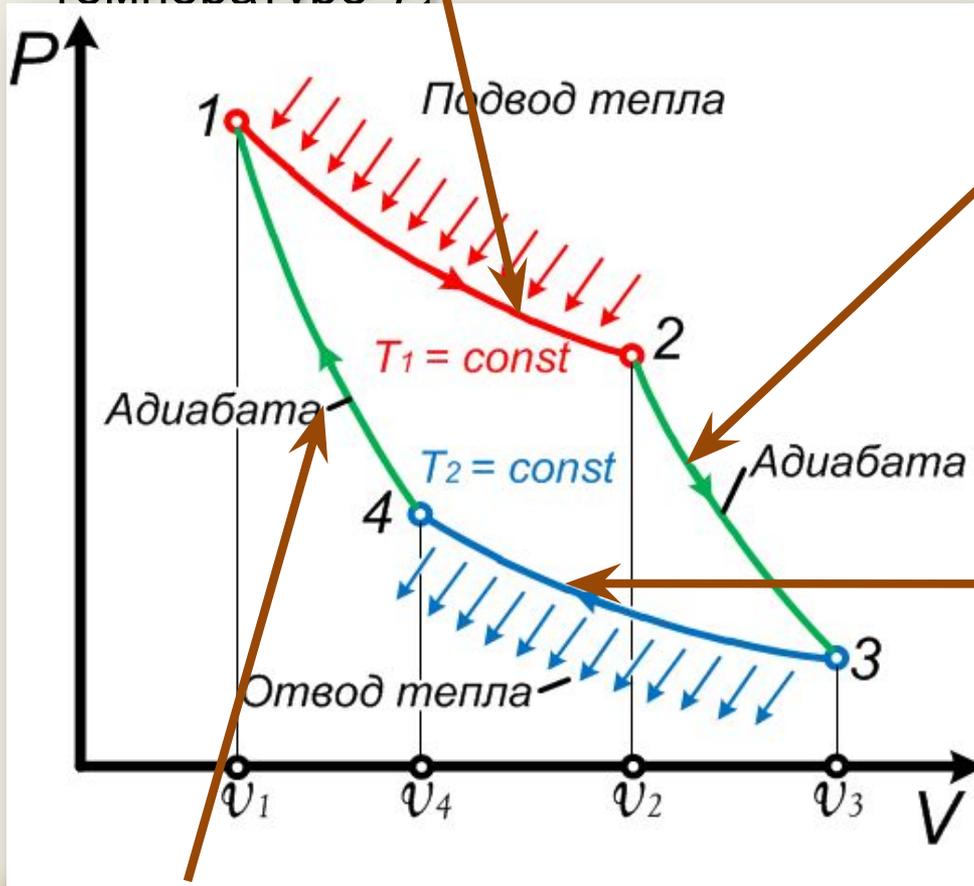
**КПД максимален**

## Цикл Карно

состоит из двух адиабат и двух изотерм

Изотермическое расширение от объема  $V_1$  до  $V_2$

Газ находится в контакте с нагревателем при температуре  $T_1$ .



Адиабатическое расширение от объёма  $V_2$  до  $V_3$   
Конечная температура газа равна температуре охладителя  $T_2$

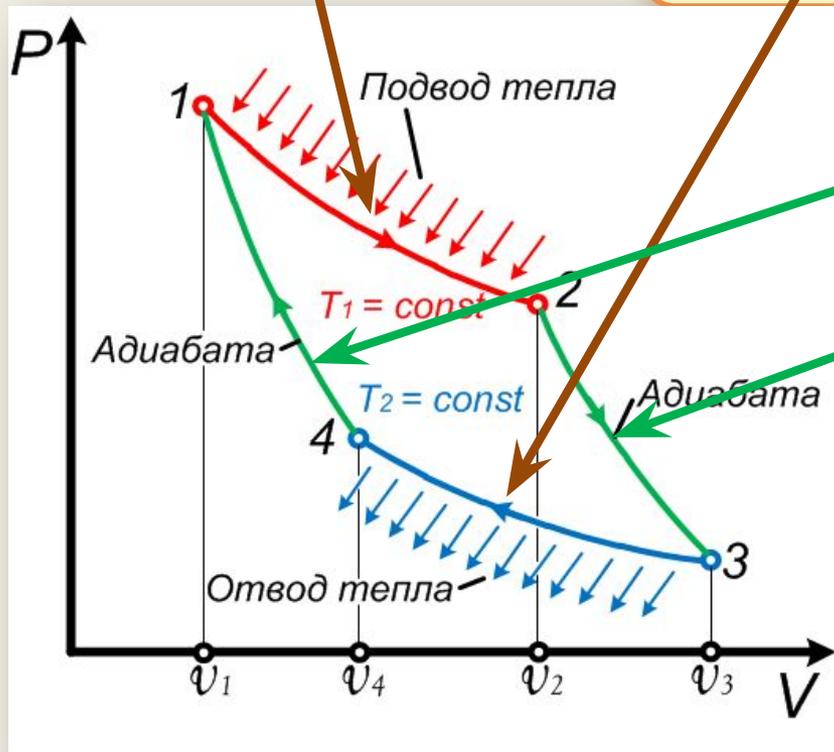
Изотермическое сжатие от объёма  $V_3$  до  $V_4$   
Газ находится в контакте с охладителем при температуре  $T_2$

Адиабатическое сжатие от объёма  $V_4$  до  $V_1$   
Конечная температура газа равна температуре нагревателя  $T_1$

# Цикл Карно. КПД цикла Карно

$$Q_1 = A_{12} = \nu RT_1 \ln \frac{V_2}{V_1}$$

$$Q_2 = A_{34} = \nu RT_2 \ln \frac{V_3}{V_4}$$



$$\left. \begin{aligned} T_1 V_1^{\gamma-1} &= T_2 V_4^{\gamma-1} \\ T_1 V_2^{\gamma-1} &= T_2 V_3^{\gamma-1} \end{aligned} \right\} \Rightarrow \frac{V_2}{V_1} = \frac{V_3}{V_4}$$

$$\eta_K = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1}$$

$$\eta_K = \frac{\nu RT_1 \ln \frac{V_2}{V_1} - \nu RT_2 \ln \frac{V_3}{V_4}}{\nu RT_1 \ln \frac{V_2}{V_1}}$$

$$\eta_K = \frac{T_1 - T_2}{T_1}$$

## Теорема Карно

1) КПД цикла Карно не зависит от природы рабочего тела и определяется только температурами нагревателя и охладителя:

$$\eta_K = \frac{T_1 - T_2}{T_1}$$

2) КПД любого обратимого цикла не больше КПД цикла Карно с теми же температурами нагревателя и охладителя:

$$\eta_{\text{обр.}} \leq \eta_K = \frac{T_1 - T_2}{T_1}$$

3) КПД любого необратимого цикла меньше КПД цикла Карно с теми же температурами нагревателя и охладителя:

$$\eta_{\text{необр.}} < \eta_K = \frac{T_1 - T_2}{T_1}$$

Процесс Уравнение процесса	Первое начало термо- динамики	$A$	$\Delta U$	$Q$
$T = const$ Изотерма $P_1 V_1 = P_2 V_2$	$Q = \Delta A$	$\nu \cdot RT \ln \frac{V_2}{V_1};$ $\nu \cdot RT \ln \frac{P_1}{P_2}$	0	$\nu \cdot RT \ln \frac{V_2}{V_1};$ $\nu \cdot RT \ln \frac{P_1}{P_2}$
$V = const$ Изохора $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$	$Q = \Delta U$	0	$\nu \cdot C_V \Delta T;$ $\frac{C_V}{R} V \Delta P$	$\nu \cdot C_V \Delta T;$ $\frac{C_V}{R} V \Delta P$
$P = const$ Изобара $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$	$Q = A + \Delta U$	$P \Delta V;$ $\nu \cdot R \Delta T$	$\nu \cdot C_V \Delta T;$ $\frac{C_V}{R} P \Delta V$	$\nu \cdot C_P \Delta T;$ $\frac{C_P}{R} P \Delta V$
Адиабата $P_1 V_1^\gamma = P_2 V_2^\gamma$	$A = -\Delta U$	$-\nu \cdot C_V \Delta T;$	$\nu \cdot C_V \Delta T$	0