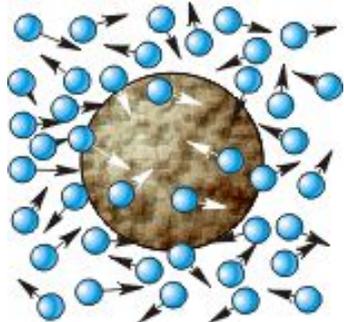


Лекция 2

***Кинетическая теория
равновесного идеального газа.***

***Термодинамика
идеального газа***



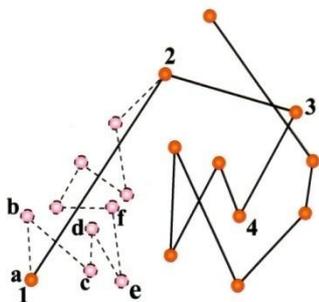
§1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ молекулярно-кинетической теории вещества (МКТВ)

Атомы и молекулы находятся в состоянии непрерывного хаотического ТЕПЛОВОГО движения

Доказательством этого являются:

БРОУНОВСКОЕ ДВИЖЕНИЕ

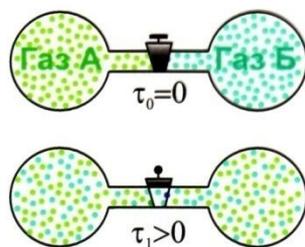
- движение взвешенных в жидкости или газе макроскопических частиц



ДИФфуЗИЯ

- проникновение различных веществ друг в друга, вследствие теплового движения молекул

Диффузия в газах



Молекулярно-кинетический) метод исследования систем из большого числа частиц, оперирует статистическими закономерностями и средними (усредненными) значениями физических величин, характеризует всю систему, исходя из того что все тела состоят из большого числа атомов, молекул или ионов находящихя в непрерывном хаотическом движении.

Молекула является мельчайшей частицей вещества (диаметр $\sim 3 \cdot 10^{-11}$ м), сохраняющей все его химические свойства. Простейшие молекулы (содержащие только одно ядро), называются **атомами**.

Длина свободного пробега

Средней длиной свободного пробега называется среднее расстояние, которое молекула проходит без столкновения

$$\langle \lambda \rangle = \bar{\lambda} = \lambda_{\text{ср}}$$

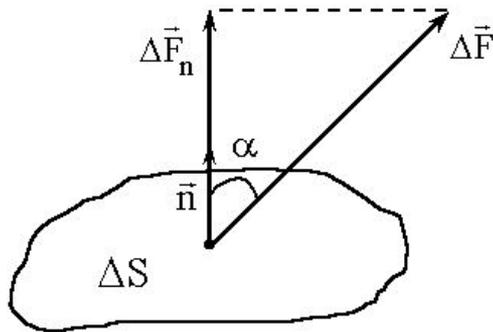
$$\langle \lambda \rangle = \frac{\langle u \rangle}{\langle z \rangle} = \frac{1}{\sqrt{2}\pi d^2 n}$$

$\langle u \rangle$ – средняя арифметическая скорость молекулы, $\langle z \rangle$ – среднее число соударений, d – эффективный диаметр молекулы (расстояние d определяет размеры области, в которую не может проникнуть другая молекула, $d \sim 10^{-10}\text{м} = 1 \text{ \AA}$), n – число молекул в единице объема газа (концентрация)

Для большинства газов при нормальных условиях: $\lambda \approx 10^{-7}\text{м}$

Параметры состояния

Термодинамические параметры (параметры состояния) – совокупностью физических величин, характеризующих свойства термодинамической системы: давление (p), объем (V) температура (T)



ДАВЛЕНИЕМ (p) называют нормальную составляющую силы, приходящейся на единицу площади поверхности, на которую эта сила действует

$$p = \lim_{\Delta S \rightarrow 0} \frac{\Delta F_n}{\Delta S} = \frac{dF_n}{dS} \quad \left[\text{Па} = \frac{\text{Н}}{\text{м}^2} \right]$$

ОБЪЕМ (V) определяется геометрическими размерами пространства, которое занимает рассматриваемое вещество (система)

ТЕМПЕРАТУРА системы (вещества), находящейся в равновесном состоянии, служит мерой интенсивности теплового движения атомов, молекул и других частиц, образующих систему (мера нагретости тела)

$$T = t \text{ (}^\circ\text{C)} + 273,15 \text{ K}$$

ИДЕАЛЬНЫЙ ГАЗ

ИДЕАЛЬНЫЙ ГАЗ можно рассматривать как совокупность беспорядочно движущихся молекул-шариков, имеющих пренебрежимо малый собственный объем и не взаимодействующих друг с другом на расстоянии.

Давление является макроскопическим проявлением **теплового движения молекул**.

ОСНОВНОЕ УРАВНЕНИЕ МОЛЕКУЛЯРНО-КИНЕТИЧЕСКОЙ ТЕОРИИ газов связывает давление и объем газов с энергией движения частиц (молекул)

$$pV = \frac{2}{3} W_k$$

где p – давление газа,
 V – его объем

$$W_k = \sum_{i=1}^N \frac{m_i u_i^2}{2} = \sum_{i=1}^N w_{ki}$$

суммарная кинетическая энергия поступательного движения N молекул газа

Уравнение Клаузиуса

СРЕДНЯЯ КИНЕТИЧЕСКАЯ ЭНЕРГИЯ поступательного движения одной молекулы идеального газа равна

$$\langle w_k \rangle = \bar{w}_k = \frac{W_k}{N} = \frac{m_0 \bar{v}_{KB}^2}{2} = \frac{3}{2} kT \quad \begin{array}{l} k \approx 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ Дж/К} - \\ \text{Постоянная Больцмана} \end{array}$$

Термодинамическая температура является мерой средней кинетической энергии поступательного движения молекул идеального газа

$$pV = \frac{2}{3} W_k \quad \text{Подставляем} \quad W_k = \langle w_k \rangle N \quad \longrightarrow \quad pV = \frac{2}{3} \langle w_k \rangle N$$

$$\text{Делим почленно на } V, \text{ и учитывая, что: } n = \frac{N}{V} \quad \langle w_k \rangle = \frac{3}{2} kT \quad \longrightarrow \quad p = nkT$$

При одинаковых условиях (при одинаковых давлениях и температуре) различные идеальные газы содержат в равных объемах одно и то же количество молекул

$$\downarrow \\ \frac{N}{V} = \frac{p}{kT}$$

закон Авогадро

УРАВНЕНИЕ МЕНДЕЛЕЕВА – КЛАПЕЙРОНА

уравнение состояния идеального газа

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

m – масса газа, μ – молярная масса газа (масса одного моля),

$m/\mu = \nu$ – количество вещества (молей)

Согласно **закону Авогадро**: 1 моль любого вещества содержит одно и то же число молекул (число Авогадро) $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹ и 1 моль идеального газа занимает при нормальных условиях объем $V = 22,4$ дм³ = $22,4 \cdot 10^{-3}$ м³

R – универсальная газовая постоянная **8.31 Дж/моль К**

$$R = kN_A$$

$$N = \nu N_A$$



Роберт Бойль
1627-1691
английский
химик,
физик и теолог

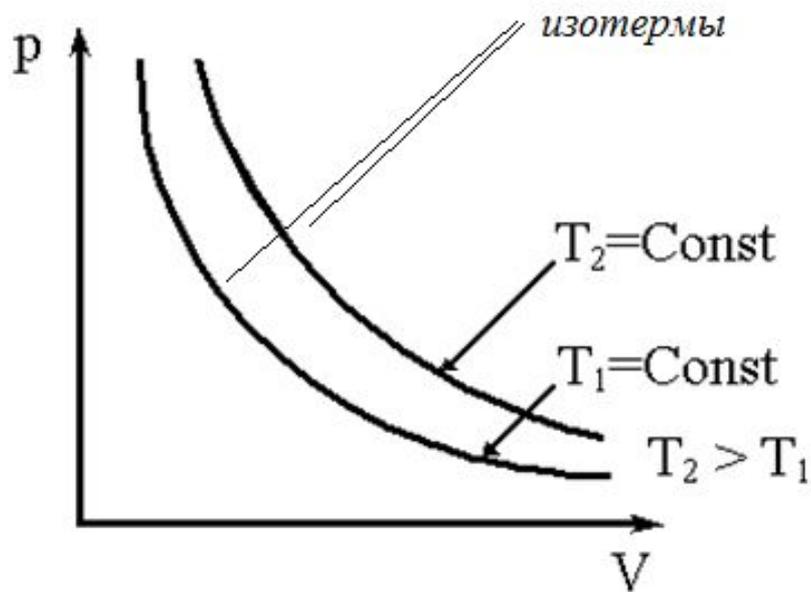
Эдм Мариотт
1620-1684
французский
физик



Закон Бойля-Мариотта

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

При постоянной массе газа и неизменной температуре произведение давления p на объем V газа постоянно



при $T = \text{Const}$, $m = \text{Const}$
 $pV = \text{Const}$ - уравнение изотерм

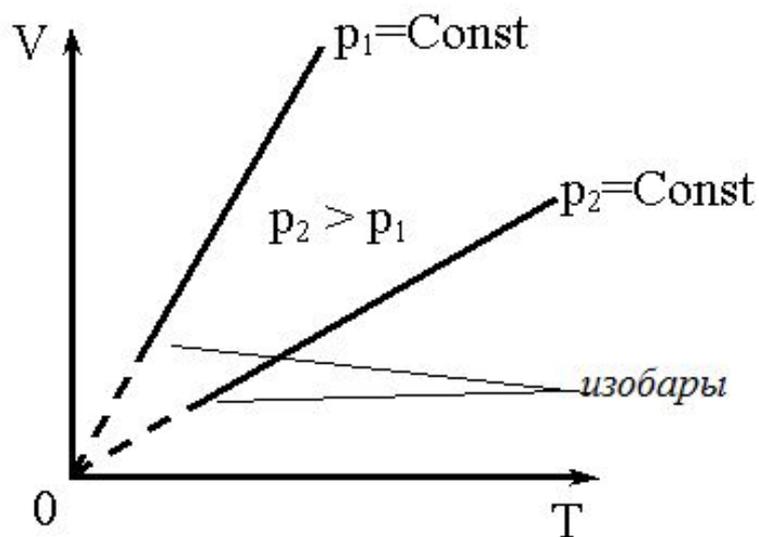
Термодинамический процесс, протекающий при постоянной температуре, называется
изотермическим процессом



Жозеф Луи Гей-Люссак
1778-1850
французский химик и
физик

Закон Гей-Люссака

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



При постоянном давлении газа и неизменной массе отношение объема газа V к его температуре T остается величиной постоянной

при $P = \text{Const}$, $m = \text{Const}$

$$\frac{V}{T} = \text{Const} \text{ уравнение изобар}$$

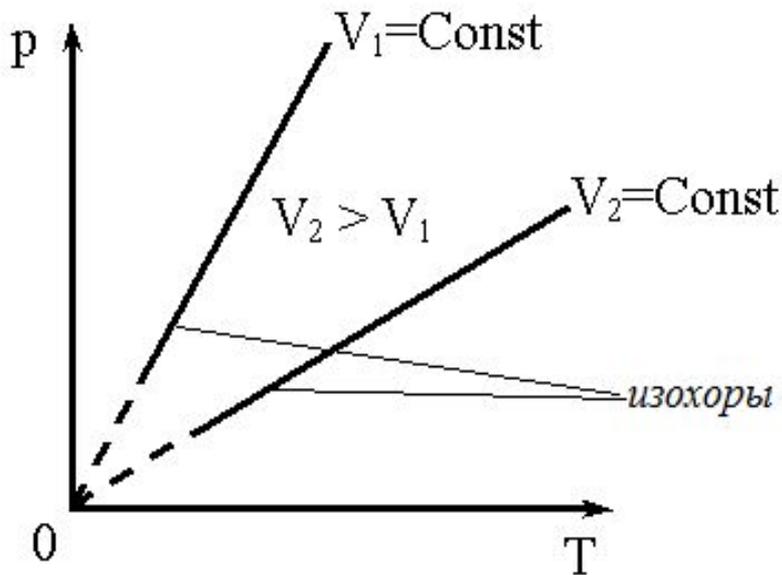
Процесс, протекающий при постоянном давлении ($p = \text{Const}$), называется **изобарным**



Жан Александр Шарль
1746-1823
французский физик и
изобретатель

Закон Шарля

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



**При постоянных объемах и
массе газа отношение давления
газа к его температуре
постоянно**

$$V = \text{Const}, m = \text{Const}$$

$$\frac{p}{T} = \text{Const} \text{ уравнение изохор}$$

**Процесс, протекающий при
 $V = \text{Const}$, называется
ИЗОХОРНЫМ**



Джон Дальтон
1766-1844
английский физик

Закон Дальтона: давление смеси идеальных газов равно сумме парциальных давлений p_1, p_2, \dots, p_n входящих в нее газов

Парциальное давление — давление, которое производил бы газ, входящий в состав газовой смеси, если бы он один занимал объем, равный объему смеси при той же температуре

Уравнение Менделеева-Клапейрона
для смеси газов

$$pV = \left(\frac{m_1}{\mu_1} + \frac{m_2}{\mu_2} + \dots + \frac{m_n}{\mu_n} \right) RT$$

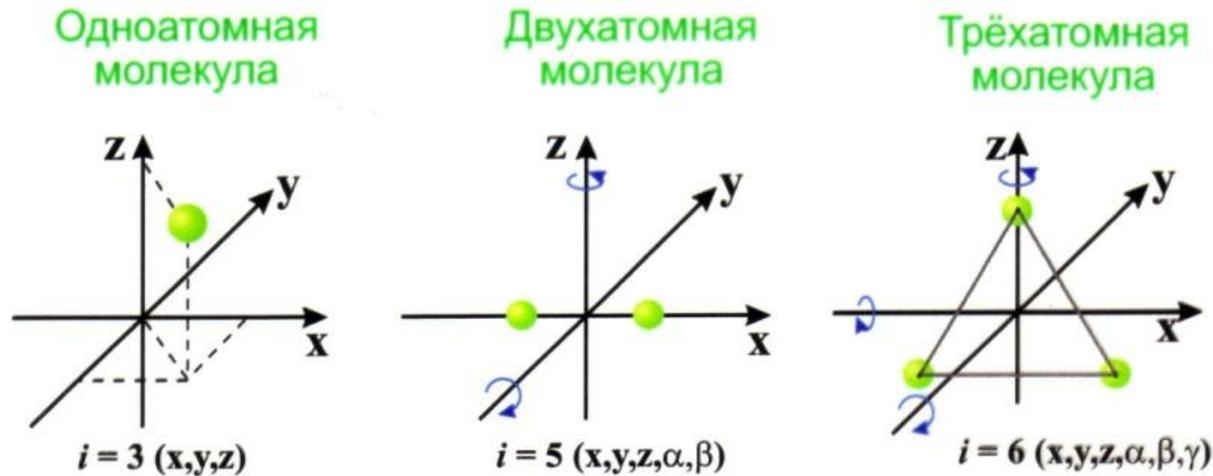
Барометрическая формула дает закон убывания давления с высотой h в поле силы тяжести Земли

$$p = p_0 e^{-\frac{\mu gh}{RT}}$$

Распределение Больцмана во внешнем потенциальной поле дает значение концентрации молекул на высоте

$$n = n_0 e^{-\frac{\mu gh}{RT}}$$

Число степеней свободы тела (в том числе и молекулы) называется наименьшее число координат (число независимых координат), которые нужно задать для того, чтобы полностью определить положение тела в пространстве.



Закон равномерного распределения энергии по степеням свободы: энергия молекулы равномерно распределяется между всеми степенями свободы, на каждую степень свободы молекулы в среднем приходится одинаковая кинетическая энергия, равная

$$\langle w_{k0} \rangle = \frac{kT}{2}$$

Средняя энергия молекулы равна,
где i – число степеней свободы

$$\langle w_k \rangle = i \frac{kT}{2} = i \langle w_{k0} \rangle$$

Термодинамика

ТЕРМОДИНАМИЧЕСКАЯ СИСТЕМА

Термодинамика – раздел физики, изучающий общие свойства макроскопических систем, находящихся в состоянии термодинамического равновесия, и процессы перехода между этими состояниями

Термодинамической системой называется совокупность макроскопических тел, которые могут обмениваться энергией между собой и окружающей средой.

Термодинамические системы, которые не обмениваются с внешней средой ни энергией, ни веществом называются **замкнутыми (изолированными)**.

Параметры состояния не всегда имеют определенные значения (одинаковые во всех точках системы). Состояние, в котором хотя бы один из параметров не имеет определенного значения, называется **неравновесным**.

Состояние термодинамической системы будет **равновесным**, если все параметры состояния имеют определенные значения, не изменяющиеся с течением времени.

Любое изменение в термодинамической системе, связанное с изменением хотя бы одного из ее термодинамических параметров, называется **термодинамическим процессом**

Основа термодинамического метода – определение состояния термодинамической системы – совокупности макроскопических тел, которые взаимодействуют и обмениваются энергией как между собой, так и с другими телами (внешней средой).

Внутренняя энергия

ВНУТРЕННЕЙ ЭНЕРГИЕЙ вещества называется энергия U , зависящая от термодинамического состояния системы (вещества) (т.е. является функцией состояния термодинамической системы) и включает в себя энергию всех видов внутренних движений в теле (системе).

Для идеального газа учитывается только **кинетическая энергия теплового поступательного и вращательного движения**

$$U = N \langle w_k \rangle = \nu N_A \langle w_k \rangle = \frac{i}{2} k T \nu N_A = i \frac{\nu RT}{2}$$

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

Работа в термодинамике.

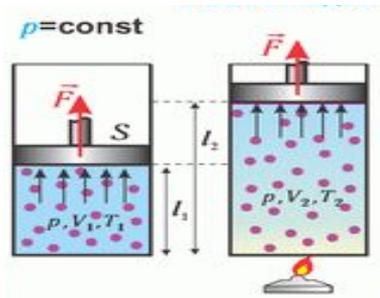
Обмен энергией осуществляется двумя способами:
путем совершения **РАБОТЫ** и путем **ТЕПЛООБМЕНА**

Энергия, передаваемая при этом термодинамической системе внешними телами, называется **работой**, совершаемой над системой.

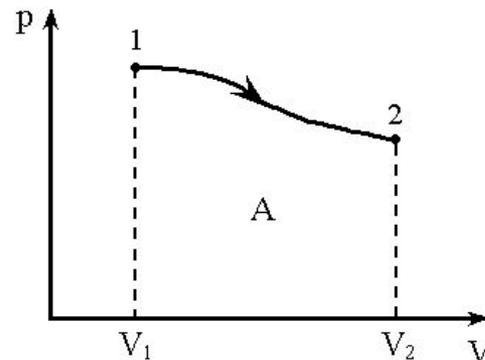
Работу над системой производят внешние силы по изменению **объема**

Если $p = \text{const}$

$$A = p\Delta V = p(V_2 - V_1)$$



Если в процессе изменения объема происходит изменение давления



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

Количество теплоты

Теплообмен происходит между телами или частями одного и того же тела, нагретыми до различной температуры

Энергия (Q или ΔQ), передаваемая системе внешними телами путем теплообмена (без совершения работы), называется **ТЕПЛОТОЙ** (**КОЛИЧЕСТВОМ ТЕПЛОТЫ (Дж)**), получаемой системой от внешней среды

ТЕПЛОЕМКОСТЬЮ тела (вещества) называется физическая величина, численно равная количеству теплоты, которое необходимо подвести к телу, чтобы увеличить его температуру на один градус

$$C^* = \frac{\delta Q}{dT} \text{ Дж/К}$$

УДЕЛЬНАЯ ТЕПЛОЕМКОСТЬ вещества – теплоемкость единицы массы вещества

$$c = \frac{C^*}{m} = \frac{1}{m} \frac{\delta Q}{dT} \text{ Дж/кг[К]}$$

В зависимости от вида процесса изменения состояния вещества различают теплоемкость при **постоянном давлении** C_v и при **постоянном объеме** C_p

Первое начало термодинамики

$$Q = \Delta U + A$$

количество теплоты, сообщенное системе, расходуется на изменение внутренней энергии системы и на совершение системой работы против внешних сил

ПЕРВОЕ НАЧАЛО ТЕРМОДИНАМИКИ – это закон сохранения и превращения энергии в термодинамических процессах

Для изменения состояния системы, вызванного сообщением ей бесконечно малого количества теплоты δQ

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

Если к системе **подводится** теплота, то **$\delta Q > 0$**

Если от системы **отводится** теплота, то **$\delta Q < 0$**

Если **система совершает работу** над внешними телами, то **$\delta A > 0$**

Если же **над системой** внешние силы совершают работу, то **$\delta A < 0$**

ПЕРВОЕ НАЧАЛО ТЕРМОДИНАМИКИ

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

ПРИМЕНИТЕЛЬНО К ИЗОПРОЦЕССАМ В ИДЕАЛЬНЫХ ГАЗАХ

Для изохорного процесса ($V = \text{Const}$) работа равна нулю, поскольку $dV=0 \Rightarrow \delta A = pdV=0$

$$\delta Q = dU$$

В изохорном процессе количество теплоты, переданное системе, идет на увеличение ее внутренней энергии, т.е. на **увеличение температуры**

$$dU_{\mu} = \frac{i}{2} R dT \quad \longrightarrow \quad C_V = \frac{i}{2} R$$

Для изотермического процесса ($T = \text{Const}$) $dU=0$

$$\delta Q = \delta A = pdV$$

В изотермическом процессе все тепло, получаемое системой, расходуется на **совершение системой работы**.

ПЕРВОЕ НАЧАЛО ТЕРМОДИНАМИКИ

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

ПРИМЕНИТЕЛЬНО К ИЗОПРОЦЕССАМ В ИДЕАЛЬНЫХ ГАЗАХ

Для изобарного процесса ($p = \text{const}$)

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

$$\delta Q = \frac{m}{\mu} c_{\mu p} dT, \quad \delta A = p dV = \frac{m}{\mu} R dT \quad \longrightarrow \quad R = \frac{\delta A}{\frac{m}{\mu} dT}$$

Физический смысл R : численно равна работе, совершаемой одним молекул идеального газа при его изобарном нагревании на один градус

Уравнение Майера: $c_{\mu p} - c_{\mu v} = R$

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

ПЕРВОЕ НАЧАЛО ТЕРМОДИНАМИКИ

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

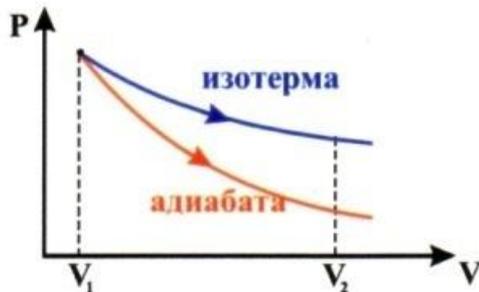
ПРИМЕНИТЕЛЬНО К ИЗОПРОЦЕССАМ В ИДЕАЛЬНЫХ ГАЗАХ

$$\delta Q = 0$$
$$\delta A = -dU$$

АДИАБАТНЫМ называется, термодинамический процесс, при котором система не обменивается теплом с окружающей средой, т.е. $\delta Q = 0$.

Такая система называется теплоизолированной

Работа в адиабатном процессе совершается за счет убыли внутренней энергии системы



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

Уравнение адиабаты
Уравнение Пуассона

$$\gamma = \frac{C_p^*}{C_v^*} = \frac{c_{\mu p}}{c_{\mu v}} = \frac{c_p}{c_v} = \frac{i+2}{i}$$

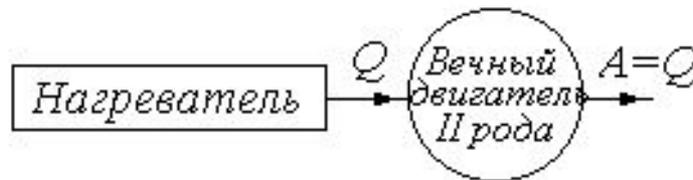
II Начало термодинамики.

Цикл Карно

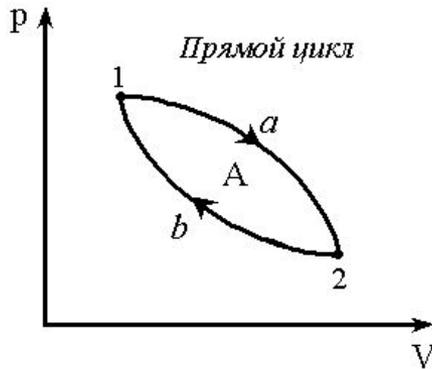
определения II закона термодинамики

1. Формулировка Клаузиуса: теплота самопроизвольно не может переходить от тела с меньшей температурой к телу с большей температурой

2. Формулировка Томсона (Кельвина): невозможен такой периодический процесс единственным результатом которого было бы превращение теплоты в работу вследствие охлаждения тела



Круговые процессы



$A > 0$, то цикл называется прямым



$A < 0$, то цикл называется обратным

Круговым процессом (или циклом) называется процесс, при котором система, пройдя через ряд промежуточных состояний, возвращается в исходное

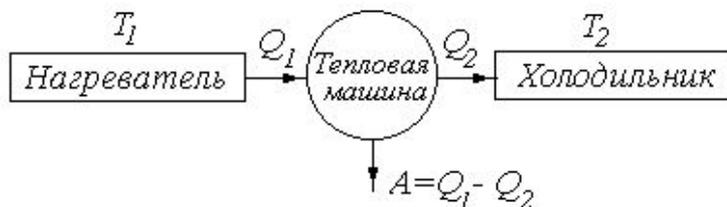
РАБОТА, равно как и **ТЕПЛОТА** — является функцией **процесса**, который происходит с системой

Термодинамический процесс называется **ОБРАТИМЫМ**, если после его завершения в окружающей среде не произошло никаких изменений – физическая абстракция!

Все реальные процессы являются необратимыми!

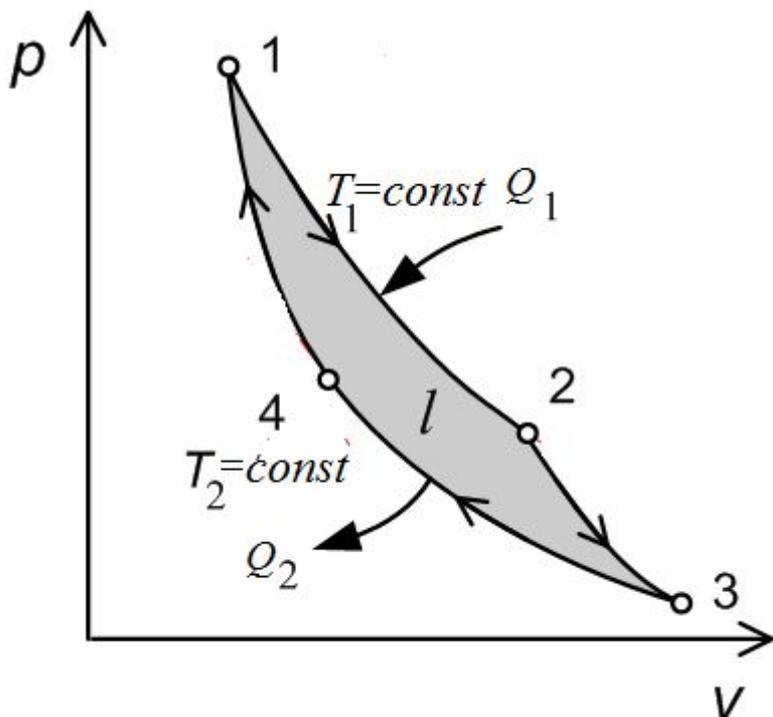
Цикл Карно -

пример обратимого кругового процесса, описывающий работу идеального теплового двигателя



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

Цикл Садика Карно состоит из двух обратимых **изотермических** и двух обратимых **адиабатных** процессов



На участке 1-2 идеальный газ совершает работу по **изотермическому расширению** за счет теплоты Q_1 , полученной от нагревателя. Внутренняя энергия газа не изменяется, так как $T_1 = \text{const}$

На участке 2-3 - **адиабатически расширяется**: газ совершает работу за счет изменения внутренней энергии ($T_2 < T_1$)

На участке 3-4 **изотермически сжимается** при температуре T_2 ($T_2 = \text{const}$) выделяющаяся теплота Q_2 полностью передается холодильнику, внутренняя энергия не меняется.

На участке 4-1 при **адиабатном сжатии** работа идет на повышение внутренней энергии газа, теплоты идеальный газ не получает

Теорема Карно

3. Формулировка Карно (II закона термодинамики):

Теорема Карно: КПД обратимых машин, работающих при одинаковых температурах нагревателей и холодильников, равны друг другу и не зависят от природы рабочего тела, а определяются только температурами нагревателя и холодильника

$$\eta_k = \frac{T_1 - T_2}{T_1} = 1 - \frac{T_2}{T_1}$$

к.п.д. тепловой машины всегда меньше 1!

для повышения к.п.д. тепловой машины нужно **увеличивать** температуру нагревателя и **уменьшать** температуру холодильника

4. Формулировка ВТОРОГО НАЧАЛА ТЕРМОДИНАМИКИ на основе понятия энтропии: ЭНТРОПИЯ замкнутой (теплоизолированной) системы не может убывать при любых происходящих в ней процессах

$$\Delta S \geq 0$$

**ЗАКОН ВОЗРАСТАНИЯ
ЭНТРОПИИ**

неравенство Клаузиуса

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

Энтропией S называется функция состояния системы и характеризует направление протекания процессов в термодинамической системе

Если система замкнутая (теплоизолированная), то изменение энтропии для

- *обратимого кругового процесса равно нулю $\Delta S=0$*
 - *необратимого - $\Delta S>0$*