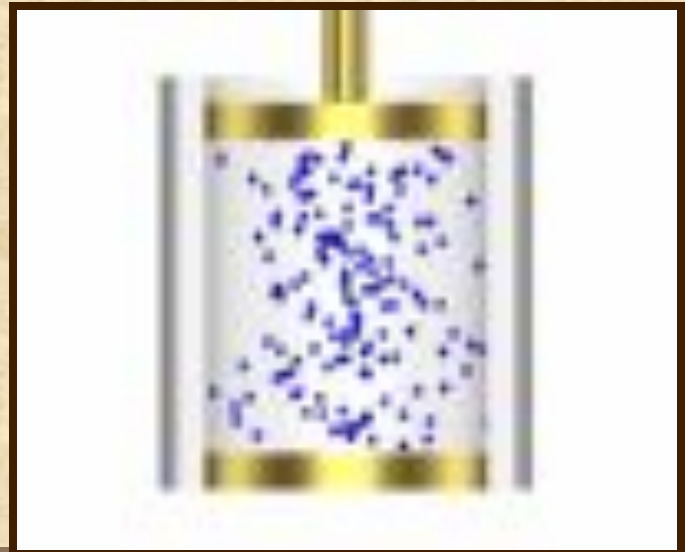
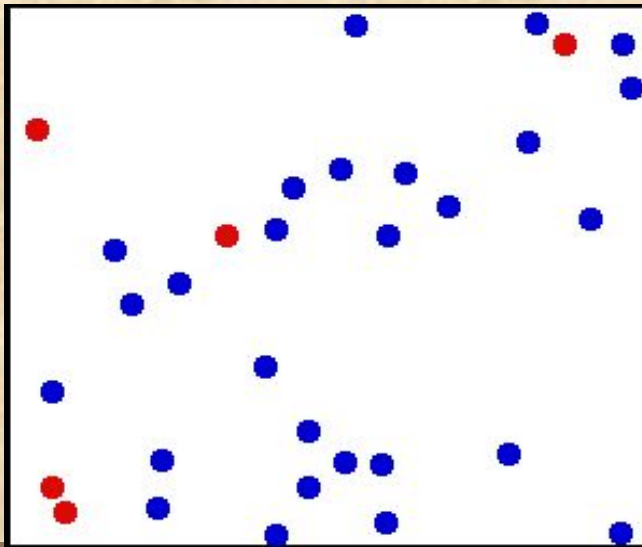


# Термодинамика и статистическая физика



# Лекция № 3

---

## Второе начало термодинамики.

1. Обратимые и необратимые процессы.
2. Энтропия. Второе начало термодинамики.
3. Неравенство Клаузиуса. Закон возрастания энтропии.
4. Различные формулировки второго начала термодинамики.

**Обратимым процессом** называется такое **изменение состояния системы** (или одного отдельного тела), которое будучи проведено в обратном направлении, **возвращает её в исходное состояние** так, чтобы система прошла **через те же промежуточные состояния**, что и в прямом процессе, но в обратной последовательности, а **состояние тел вне системы остались неизменным.** Или **обратимым** термодинамическим **процессом** называется термодинамический процесс, допускающий возможность **возвращения системы в первоначальное состояние без каких-либо изменений в окружающей среде.** Необходимым и достаточным **условием обратимости** есть **равновесность.**

Процесс называют обратимым, если он протекает таким образом, что после окончания процесса он может быть проведен в обратном направлении через все те же промежуточные состояния, что и прямой процесс (обратим в узком смысле).

После проведения кругового обратимого процесса никаких изменений в среде, окружающей систему, не произойдет.

При этом под средой понимается совокупность всех не входящих в систему тел, с которыми система непосредственно взаимодействует.

*Процесс называется необратимым, если он протекает так, что после его окончания систему нельзя вернуть в начальное состояние через прежние промежуточные состояния.*

*Нельзя осуществить необратимый круговой процесс, чтобы нигде в окружающей среде не осталось никаких изменений.*

***Свойством обратимости обладают только равновесные процессы.***

---

Каждое промежуточное состояние является состоянием термодинамического равновесия, нечувствительного к тому, идет ли процесс в прямом или обратном направлении.

Например, **обратимым можно считать процесс адиабатического расширения или сжатия газа.**

При **адиабатическом расширении** газа условие теплоизолированности системы исключает непосредственный теплообмен между системой и средой. Поэтому, производя *адиабатическое расширение газа*, а затем *сжатие*, можно вернуть газ в исходное состояние так, что в окружающей среде никаких изменений не произойдет.

# Адиабатный (адиабатический) процесс

*Это процесс, происходящий без теплообмена с окружающей средой, т.е.*

$$\delta Q = 0$$

*При адиабатном процессе работа системы (или над системой) совершается за счет изменения внутренней энергии газа:*

$$dU + \delta A = 0$$

*(из I начала ТД:  $\delta Q = dU + \delta A$  при  $\delta Q = 0$ ).*

*Вывод уравнения адиабаты.*

$$dU = C_V dT \quad \text{и} \quad \delta A = PdV :$$

$$C_V dT + PdV = 0$$

*Для 1 моля идеального газа:*

$$PV = RT \rightarrow T = PV / R$$



$$dT = \frac{PdV}{R} + \frac{VdP}{R} \quad \text{Подставляя } dT \text{ в уравнение:}$$

$$\frac{C_V}{R}(PdV + VdP) + PdV = 0 \quad \text{Группируя } PdV:$$

$$(C_V + R)PdV + C_VVdP = 0$$

$$(C_V + R) = C_P$$

$$C_P PdV + C_V VdP = 0 \quad \text{Делим на } C_V PV$$

$$\gamma \frac{dV}{V} + \frac{dP}{P} = 0, \quad \text{где } \gamma = \frac{C_P}{C_V} = \frac{i+2}{i}$$

Т.к.  $\gamma = \text{const}$  ( для одноатомного газа  $\gamma = 5/3$ ,  
для 2-х атомного  $\gamma = i+2/i = 7/5 = 1,4$  ), то:

$$\gamma \int \frac{dV}{V} + \int \frac{dP}{P} = 0 \rightarrow \gamma \ln V + \ln P = \text{const}$$

---

$$\ln(PV^\gamma) = \text{const}$$

$PV^\gamma = \text{const}$  -уравнение Пуассона или  
уравнение адиабаты для  
идеального газа

Или в переменных  $T$  и  $V$  уравнение  
адиабаты для идеального газа:

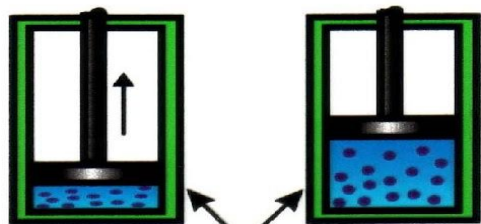
$$TV^{\gamma-1} = \text{const}$$

## Адиабатический процесс

Адиабатическим называют процесс, идущий без теплообмена с окружающей средой

$$Q = 0$$

Первое начало термодинамики



теплоизолятор

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

$$\delta Q = 0$$

$$\delta A = -dU$$

$$\nu C_v dT + PdV = 0$$

$$\begin{aligned} dV > 0, dT < 0 \\ dV < 0, dT > 0 \end{aligned}$$

### Уравнение Пуассона

$$TV^{\gamma-1} = \text{const}; \quad PV^{\gamma} = \text{const}; \quad PT^{\frac{\gamma}{\gamma-1}} = \text{const}$$

$$\text{где } \gamma = \frac{C_p}{C_v} = \frac{i+2}{i}$$

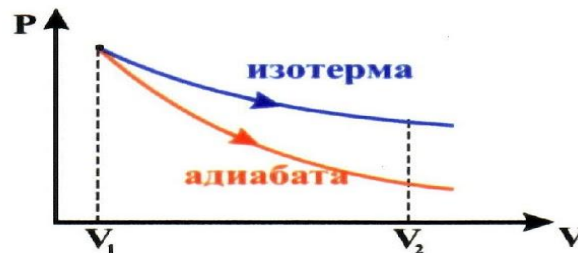
### Приращение энтропии

$$dS = \frac{\delta Q}{T} = 0 \longrightarrow S = \text{const}$$

Адиабатический процесс - изоэнтропный

### Задание

Объясните с математической и физической точки зрения, почему адиабата круче изотермы?



Конечно, в реальных условиях и в этом случае всегда имеется некоторая необратимость процесса, обусловленная, например, несовершенством теплоизоляции, трением при движении поршня и т.д.

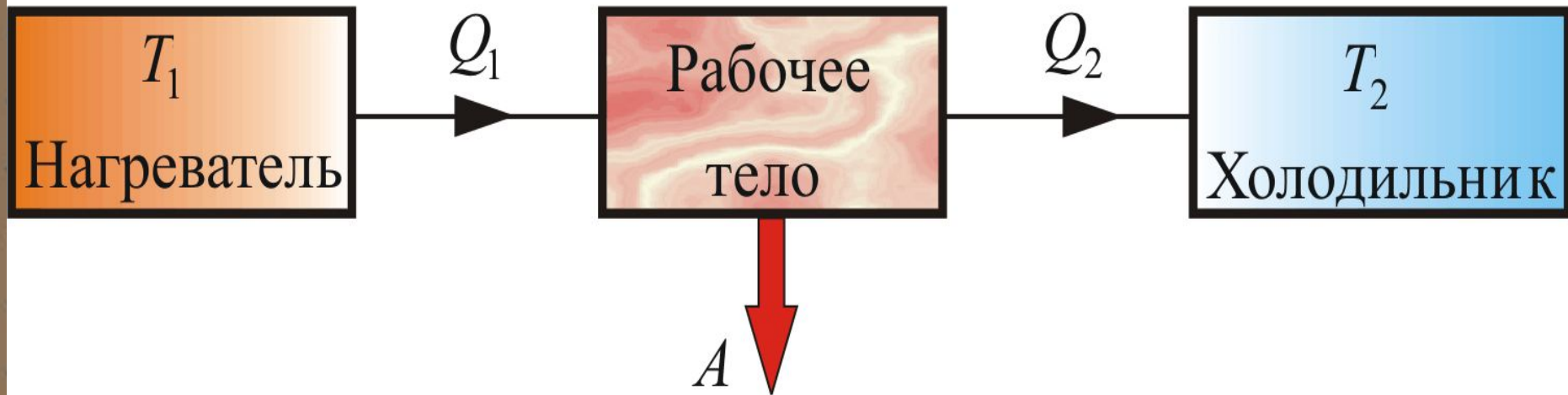
Только в обратимых процессах теплота используется по назначению, не расходуется зря.

Если процесс неравновесный, то будет необратимый переход, т.е. часть энергии уйдет (необратимо).

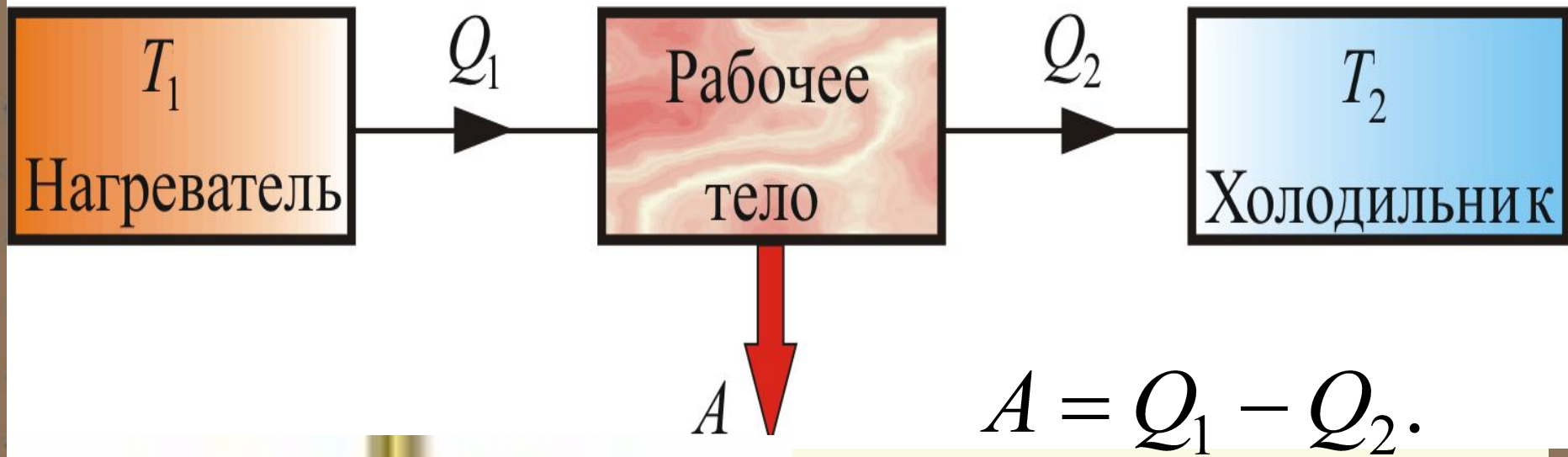
## Второе начало термодинамики

*Термодинамика*, это наука о тепловых процессах, о превращении тепловой энергии. Для описания термодинамических процессов первого начала термодинамики недостаточно. Выражая общий закон сохранения и превращения энергии, **первое начало не позволяет определить направление протекания процессов.**

Исторически второе начало термодинамики возникло из анализа работы тепловых двигателей. Рассмотрим схему теплового двигателя.



От термостата с более высокой температурой  $T_1$ , называемого *нагревателем* за цикл отнимается количество теплоты  $Q_1$ , а термостату с более низкой температурой  $T_2$ , называемому *холодильником* за цикл передается количество теплоты  $Q_2$  и совершается работа:  $A = Q_1 - Q_2$



КПД для обратимой  
 машины Карно:

$$\eta = 1 - \frac{Q_2}{Q_1} = 1 - \frac{T_2}{T_1}$$

Для необратимого  
 цикла Карно КПД:

$$\eta = 1 - \frac{Q_2}{Q_1} < 1 - \frac{T_2}{T_1}$$

Если рассматривать процесс с точки зрения изменений, происходящих **в самом рабочем теле** (идеальном газе), то  $Q_1$  и  $Q_2$  – это количество теплоты, полученное и соответственно отданное рабочим телом.  $Q_1$  и  $Q_2$  надо приписать **противоположные знаки**, т.е.  $Q_1 > 0$ , а  $Q_2 < 0$ . Тогда для необратимого процесса:

$$1 + \frac{Q_2}{Q_1} < 1 - \frac{T_2}{T_1} \Rightarrow \frac{Q_2}{Q_1} < -\frac{T_2}{T_1} \Rightarrow$$

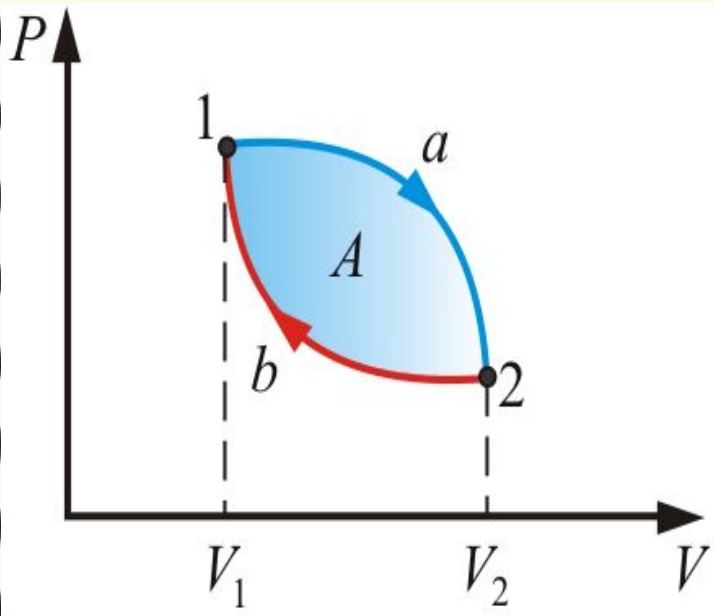
$$\frac{Q_2}{T_2} < -\frac{Q_1}{T_1} \Rightarrow \frac{Q_1}{T_1} + \frac{Q_2}{T_2} < 0$$

Для обратимого процесса:

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



Отношение  $\frac{Q}{T}$  иногда называют, по Лоренцу, **приведённой теплотой**. В **обратимом процессе** **сумма приведённых теплот равна нулю**.



Система обратимым путём переходит из состояния 1 в состояние 2 и обратно, то сумма приведённых теплот равна:

$$\int_1^2 \frac{\delta Q}{T} + \int_2^1 \frac{\delta Q}{T} = 0$$

Приведённое количество теплоты в обратимом круговом процессе равно нулю (**равенство Клаузиуса**):

$$\oint \frac{\delta Q}{T} = 0$$

В равенстве Клаузиуса  $T$  – температура системы, при которой ей сообщается элементарное количество теплоты  $\delta Q$ , а подынтегральное выражение  $\frac{\delta Q}{T}$ , в отличие от  $\delta Q$ , является полным дифференциалом.

$\frac{\delta Q}{T}$  - есть полный дифференциал некоторой функции, которая определяется только состоянием системы и не зависит от пути, каким система пришла в это состояние, т.е. **эта функция является функцией состояния.**

Энтропией  $S$  называется функция состояния системы, дифференциал которой в элементарном обратимом процессе равен отношению бесконечно малого количества теплоты  $\delta Q$ , сообщённого системе, к абсолютной температуре  $T$  последней:

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

- для обратимого процесса.

Изменение энтропии в обратимом процессе, переводящем систему из состояния 1 в 2:

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

Понятие **энтропии** было впервые  
введено **Рудольфом Клаузиусом**  
в 1865 г.

Для обратимых процессов изменение  
**энтропии:**

$$\Delta S_{\text{обр}} = 0, \quad \text{т.к.} \quad \oint \frac{dQ_{\text{обр}}}{T} = 0$$

- это выражение называется **равенство**  
**Клаузиуса.**



## Клаузиус Рудольф Юлиус Эмануэль (1822 – 1888) –

немецкий физик-теоретик, один из создателей термодинамики и кинетической теории газов. Его работы посвящены молекуляр-

ной физике, термодинамике, теории паровых машин, теоретической механике, математической физике. Развивая идеи Н. Карно, точно сформулировал принцип эквивалентности теплоты и работы.

# Изменение энтропии в изопроцессах

Энтропия системы является функцией ее состояния, определенная с точностью до произвольной постоянной.

Если система совершает равновесный переход из состояния 1 в состояние 2, то изменение энтропии:

$$\Delta S_{1 \rightarrow 2} = S_2 - S_1 = \int_1^2 \frac{\delta Q}{T} = \int_1^2 \frac{dU + \delta A}{T}$$
$$dS = \frac{\delta Q}{T} \left[ \frac{\text{Дж}}{\text{К}} \right]$$

$$\Delta S_{1 \rightarrow 2} = S_2 - S_1 = \int_1^2 \frac{\delta Q}{T} = \int_1^2 \frac{dU + \delta A}{T}$$

---

Таким образом, по этой формуле можно определить энтропию лишь с точностью до аддитивной постоянной, т.е. *начало энтропии произвольно.*

*Физический смысл имеет лишь разность энтропий.*

Исходя из этого, найдем изменения энтропии в процессах идеального газа.

Так как,  $dU = \frac{m}{\mu} C_V dT,$

---

а  $\delta A = PdV = \frac{m}{\mu} \frac{RT}{V} dV,$

то

$$\Delta S = S_2 - S_1 = \int_1^2 \frac{m}{\mu} C_V \frac{dT}{T} + \int_1^2 \frac{m}{\mu} \frac{R}{V} dV$$

или

$$\Delta S = \frac{m}{\mu} C_V \ln \frac{T_2}{T_1} + \frac{m}{\mu} R \ln \frac{V_2}{V_1}$$



Изменение энтропии  $\Delta S_{1 \rightarrow 2}$   
идеального газа при переходе его из  
состояния 1 в состояние 2 не зависит  
от вида перехода  $1 \rightarrow 2$ .

**Каждый из изопроцессов  
идеального газа характеризуется  
своим изменением энтропии, а  
именно:**

**изохорический:**

к.  $V_1 = V_2$

$$\Delta S = \frac{m}{\mu} C_V \ln \frac{T_2}{T_1} \quad \text{т.}$$

изобарический:

$$\Delta S = \frac{m}{\mu} C_P \ln \frac{T_2}{T_1}, \quad P_1 = P_2,$$

изотермический:

$$\Delta S = \frac{m}{\mu} R \ln \frac{V_2}{V_1}, \quad \text{т.к.} \quad T_1 = T_2$$

адиабатический:

$$\delta Q = 0, \quad \Delta S = 0$$

адиабатический процесс называют

изоэнтропийным процессом, т.к.  $S = \text{const}$

# Изменение энтропии в изопроцессах:

<i>Изохорический процесс:</i>	$\Delta S = \frac{m}{\mu} C_V \ln \frac{T_2}{T_1},$	Т.К. $V_1 = V_2$
<i>Изобарический процесс:</i>	$\Delta S = \frac{m}{\mu} C_p \ln \frac{T_2}{T_1},$	Т.К. $P_1 = P_2$
<i>Изотермический процесс:</i>	$\Delta S = \frac{m}{\mu} R \ln \frac{V_2}{V_1},$	Т.К. $T_1 = T_2$
<i>Адиабатический процесс:</i>	$\Delta S = 0,$	Т.К. $\delta Q = 0,$ ИЗОЭНТРОПИЙНЫЙ процесс

# Поведение энтропии в процессах изменения агрегатного состояния

Рассмотрим *три агрегатных состояния: твердое, жидкое и газообразное* и два перехода к ним.

Фазовый переход «твердое тело – жидкость».

Из школьного курса физики хорошо известны четыре факта об этом переходе.

1. Переход вещества из твердого состояния (фазы) в жидкое называется **плавлением**, а обратный – **кристаллизация**.

2. При плавлении система поглощает тепло, а при отвердевании – отдает тепло.

3. В процессе плавления температура системы остается постоянной до тех пор, пока вся система не расплавится эта температура называется **температурой плавления**.

4. Закон плавления: *количество тепла  $\delta Q$ , которое необходимо для плавления вещества массой  $dm$ , пропорционально этой массе:*

$$\delta Q = \lambda \cdot dm$$

Коэффициент пропорциональности  $\lambda$  есть константа, зависящая только от вещества системы и называемая *удельной теплотой плавления.*

Этот закон справедлив и для кристаллизации, правда, с одним отличием:  $\delta Q$  в этом случае – тепло выделяемое системой.

*В обобщенном виде закон можно записать так:*

*при плавлении:*

$$\delta Q = +\lambda \cdot dm$$

*при кристаллизации:*

$$\delta Q = -\lambda \cdot dm$$

Можно использовать термодинамический смысл энтропии: с точки зрения

термодинамики **энтропия** – это такая

**функция состояния системы,**

изменение которой  $dS$  в элементар-

ном равновесном процессе равно

отношению порции тепла  $\delta Q$ ,

которое система получает в этом

процессе, к температуре системы  $T$ :

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



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

---

Подставим сюда выражение для  $\delta Q$ ,  
получим:

$$\Delta S = \pm \int_1^2 \frac{\lambda \cdot dm}{T}$$

Так как температура системы в данном фазовом переходе не меняется и равна температуре плавления  $T_{\text{пл}}$ , то подынтегральное выражение это величина, которая в ходе процесса не меняется, поэтому она от массы  $m$  вещества не зависит. Тогда **изменение энтропии:**

$$\Delta S = \pm \frac{\lambda \cdot m}{T_{\text{пл}}}$$

$$\Delta S = \pm \frac{\lambda \cdot m}{T_{\text{пл}}}$$

Из этой формулы следует, что при плавлении энтропия возрастает, а при кристаллизации уменьшается.

Физический смысл этого результата достаточно ясен:

фазовая область молекулы в твердом теле гораздо меньше, чем в жидкости, так как в твердом теле каждой молекуле доступна только малая область пространства между соседними узлами кристаллической решетки, а в жидкости молекулы занимают всю область пространства.

Поэтому при равной температуре энтропия твердого тела меньше энтропии жидкости.

Это означает, что твердое тело представляет собой более упорядоченную, и менее хаотичную систему, поэтому и энтропия его меньше, чем у жидкости.

## Фазовый переход «жидкость – газ»

Этот переход обладает всеми свойствами перехода «твердое тело – жидкость».

Существует четыре факта также знакомые из школьного курса физики.

**1.** Переход вещества из жидкости в газовую фазу называется *испарением*, а обратный переход – *конденсацией*.

**2. При испарении система поглощает тепло, при конденсации – теряет.**

**3.** Процессы испарения и конденсации протекают в широком диапазоне температур, но фазовым переходом они являются лишь тогда, когда процесс захватывает всю массу вещества. Это происходит при определенной температуре  $T_{кип}$ , которая называется **температурой кипения**. Для каждого вещества температура кипения своя.

В процессе фазового перехода «жидкость – газ» температура остается постоянной и равной температуре кипения до тех пор, пока вся система не перейдет из одной фазы в другую.

**4. Закон испарения:** количество тепла  $\delta Q$ , необходимое для испарения вещества массой  $dm$ , пропорционально этой массе:

$$\delta Q = r \cdot dm$$

Коэффициент пропорции  $r$  в этом выражении, есть константа, зависящая от вещества системы, называемая удельной теплотой испарения.

Этот закон справедлив и для конденсации, правда с одним отличием:  $\delta Q$  в этом случае – тепло выделяемое системой.

Закон испарения можно записать в общем виде:

$$\delta Q = \pm r \cdot dm$$

где знак плюс относится к испарению, а знак минус – к конденсации.



Изменение энтропии в этом процес-се можно найти просто, считая процесс равновесным. И опять это вполне допустимое приближение, при условии, что разность температур между системой и «поставщиком» тепла невелика, т.е. на-много меньше температуры кипения  $T_{кип}$ .

Тогда **изменение энтропии**:

$$\Delta S = S_2 - S_1 = \int_{S_1}^{S_2} dS = \int_1^2 \frac{\delta Q}{T_{кип}} = \pm \int_1^2 \frac{r \cdot dm}{T_{кип}} = \pm \frac{r \cdot m}{T_{кип}}$$

**Т.е. при испарении энтропия возрастает, а при конденсации уменьшается.**

При равных температурах фазовая область молекул газа значительно больше фазовой области молекул жидкости, и энтропия газа больше энтропии жидкости. **Газ,** по сравнению с жидкостью, гораздо **менее упорядоченная,** более хаотичная система и энтропия газа больше энтропии жидкости.

## Изменения энтропии при обратимых и необратимых процессах

Итак, *энтропия* – отношение полученной или отданной системой теплоты в обратимом процессе, к температуре, при которой происходит эта передача:

$$S = \int \frac{\delta Q_{\text{обр}}}{T}$$

*Энтропия – величина аддитивная*, т.е.

она равна сумме энтропий всех тел входящих в систему:

$$S = \sum S_i$$

## Обратимый цикл Карно

Мы знаем, что, в тепловой машине, работающей по принципу Карно, имеются три тела: холодильник, нагреватель, рабочее тело (идеальный газ).

*Изменение энтропии газа  $\Delta S_{\text{газа}} = 0$ , так как газ возвращается в исходное состояние.*

Изменение энтропии нагревателя:

$$\Delta S_{\text{нагр}} = \frac{-Q_1}{T_1}$$

Для холодильника:

$$\Delta S_{\text{хол}} = \frac{Q_2}{T_2},$$

А т.к.

$$\frac{-Q_1}{T_1} = \frac{Q_2}{T_2};$$

то

$$\Delta S_{\text{цикла Карно}} = \Delta S_{\text{нагр}} - \Delta S_{\text{хол}} = \frac{-Q_1}{T_1} + \frac{Q_2}{T_2} = 0$$

---

т.е.

$$\Delta S_{\text{цикла Карно}} = 0$$

или

$$\oint \frac{\delta Q_{\text{обр}}}{T} = 0$$

т.е. ***S – константа.***

Это выражение называют

***равенство Клаузиуса.***

# Необратимый цикл Карно

Мы знаем, что  $\eta_{\text{обр}} > \eta_{\text{необр}}$ , т.е.,

$$1 - \frac{Q_2}{Q_1} < 1 - \frac{T_2}{T_1}, \text{ т.к. } Q_2 < 0, \text{ то}$$

$$1 + \frac{Q_2}{Q_1} < 1 - \frac{T_2}{T_1} \Rightarrow \frac{Q_2}{Q_1} < -\frac{T_2}{T_1} \Rightarrow$$

$$\frac{Q_2}{T_2} < -\frac{Q_1}{T_1} \Rightarrow \frac{Q_1}{T_1} + \frac{Q_2}{T_2} < 0 \quad \text{ИЛИ}$$

Таким образом

$$\oint \frac{\delta Q}{T} < 0$$

Это неравенство Клаузиуса.

Неравенство Клаузиуса является математической записью **второго начала термодинамики для необратимых процессов**. Для любого кругового процесса справедливо:

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

- иногда тоже называют неравенством Клаузиуса



Для произвольного процесса,

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

где, знак равенства – для обратимого процесса; знак больше – для необратимого.

Для замкнутой системы ( $\delta Q = 0$ )

$$dS \geq 0$$

– математическая запись второго начала термодинамики.

# Различные формулировки второго начала термодинамики

*Математической формулировкой  
второго начала является выражение:*

$$dS \geq 0$$

*Энтропия замкнутой системы при  
любых происходивших в ней процес-  
сах не может убывать (или увеличи-  
вается или остается неизменной) –  
ЭТО ЗАКОН ВОЗРАСТАНИЯ ЭНТРОПИИ.*

При любом **необратимом процессе** **энтропия увеличивается** до того, пока не прекратятся какие-либо процессы.

Это произойдет, **при достижении замкнутой системы равновесного состояния**, т.е. когда все параметры состояния системы ( $P$ ,  $T$ ) во всех точках системы станут одинаковыми. Вывести систему из этого равновесного состояния можно только затратив энергию из вне.

На основании этих рассуждений **Клаузиус** в 1867 г. **выдвинул гипотезу о тепловой смерти Вселенной.**

*При обратимом процессе:*

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

---

*При необратимом процессе:*

$$dS > \frac{\delta Q}{T} \Rightarrow \delta Q < TdS$$

– изменение энтропии больше  
приведенной теплоты.

Тогда эти выражения можно  
объединить:

$$\delta Q \leq TdS$$

Первое и второе начала  
термодинамики в объединенной  
форме имеют вид:

$$TdS \geq dU + \delta A$$

знак равенства – для обратимого  
процесса; знак больше – для  
необратимого процесса.

Невозможность убывания энтропии привело к выводу **о невозможности создания вечного двигателя второго рода**. Этот вывод называется

вторым началом термодинамики и имеет ряд формулировок:

1. **Невозможен процесс**, единственным результатом которого является **совершение работы, эквивалентной количеству теплоты, полученной от нагревателя** (формулировка Кельвина).
2. **Невозможен процесс**, единственным результатом которого является **передача энергии в форме теплоты от холодного тела к горячему телу** (формулировка Клаузиуса).

# Третье начало термодинамики

*Недостатки первого и второго начал термодинамики в том, что они не позволяют определить значение энтропии при абсолютном нуле  $T = 0 \text{ K}$ .*

На основании обобщения экспериментальных исследований свойств различных веществ при сверхнизких температурах был установлен закон, устранивший указанный недостаток. Сформулировал его **в 1906 г. Нернст** и называется он **третьим началом термодинамики**, или **теоремой Нернста**.



## Нернст Вальтер Фридрих Герман (1864 – 1941) –

немецкий физик и физ-химик,  
один из основоположников  
физической химии. Работы в

области термодинамики, физики низких температур, физической химии. Высказал утверждение, что **энтропия химически однородного твердого или жидкого тела при абсолютном нуле равна нулю (теорема Нернста)**. Предсказал эффект «вырождения» газа.



Согласно Нернсту, изменение энтропии  $\Delta S$  стремится к нулю при любых обратимых изотермических процессах, совершаемых между двумя равновесными состояниями при температурах, приближающихся к абсолютному нулю

$$(\Delta S \rightarrow 0 \text{ при } T \rightarrow 0).$$

Нернст сформулировал теорему для изолированных систем, а затем М. Планк распространил ее на случай любых систем, находящихся в термодинамическом равновесии.

Как первое и второе начала термодинамики, **теорема Нернста** может рассматриваться как результат обобщения опытных фактов, поэтому ее часто называют **третьим началом термодинамики:**

**энтропия любой равновесной системы при абсолютном нуле температуры может быть равна нулю.**

*Принцип Нернста был развит Планком, предположившим, что при абсолютном нуле температуры энергия системы минимальна (но не равна нулю).*

*Следствием Третьего начала является то что, невозможно охладить тело до абсолютного нуля (принцип недостижимости абсолютного нуля температуры).*

Иначе был бы возможен вечный двигатель II рода.

A blue-toned image featuring two hands reaching towards each other in the center. The hands are rendered in a glowing, ethereal style with a bright light emanating from the point where they meet. The background is a dark blue space filled with numerous small, bright stars and nebula-like patterns, creating a cosmic or spiritual atmosphere.

ЛЕКЦІЯ ЗАКОНЧЕНА