



Запорожский государственный медицинский университет  
Кафедра физколлоидной химии

# *Термодинамика*

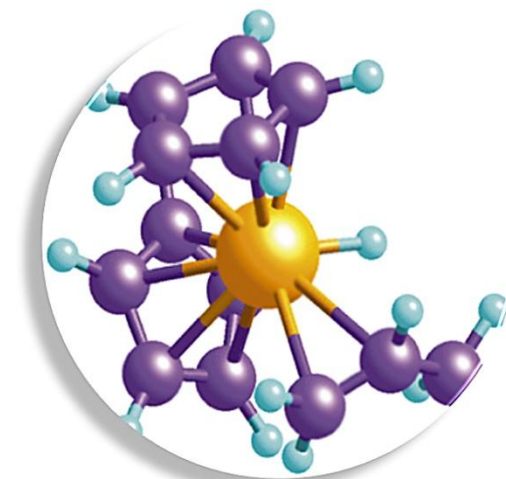
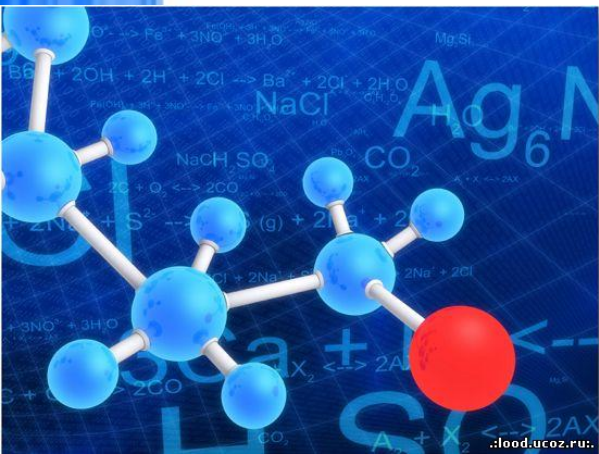
# Предмет физической и коллоидной химии

***ПРЕДМЕТОМ ФИЗИЧЕСКОЙ ХИМИИ ЯВЛЯЕТСЯ ОБЪЯСНЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ ЯВЛЕНИЙ НА ОСНОВЕ БОЛЕЕ ОБЩИХ ЗАКОНОВ ФИЗИКИ.***

Физическая химия рассматривает две основные группы вопросов:

1. Изучение строения и свойств вещества и составляющих его частиц;

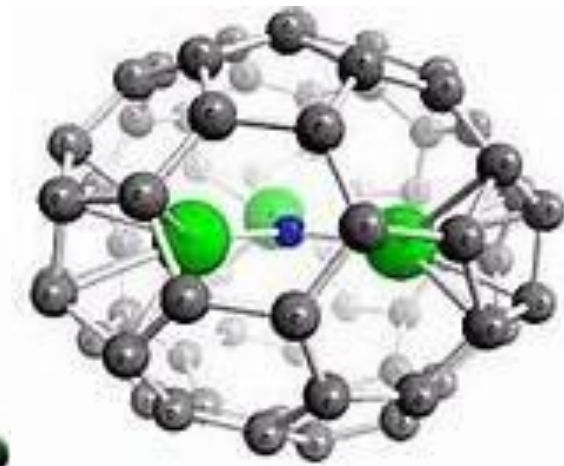
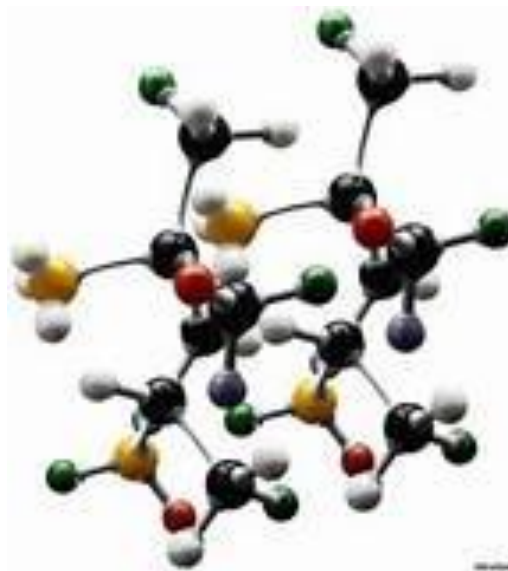
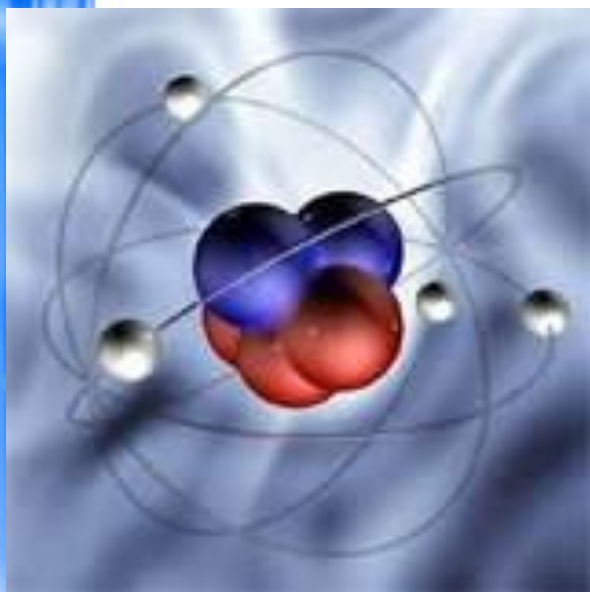
2. Изучение процессов взаимодействия веществ.



# Предмет физической и коллоидной химии

В курсе физической химии обычно выделяют несколько разделов.

**Строение вещества.** В этот раздел входят учение о строении атомов и молекул и учение об агрегатных состояниях вещества.



# Предмет физической и коллоидной химии

**Химическая термодинамика** изучает энергетические эффекты химических процессов; позволяет определить возможность, направление и глубину протекания химического процесса в конкретных условиях.

**Химическая кинетика** изучает скорость и механизм протекания химических процессов в различных средах при различных условиях.

**Учение о растворах** рассматривает процессы образования растворов, их внутреннюю структуру и важнейшие свойства, зависимость структуры и свойств от природы компонентов раствора.



# Предмет физической и коллоидной химии

**Электрохимия** изучает особенности свойств растворов электролитов, явления электропроводности, электролиза, явление коррозии, работу гальванических элементов.

**Коллоидная химия** изучает поверхностные явления и свойства мелкодисперсных гетерогенных систем.

**Все разделы физической химии объединяет единая основа – общие законы природы, которые применимы к любым процессам и любым системам, независимо от их строения.**

# Связь физколлоидной химии с другими дисциплинами

Физическая и коллоидная химия базируется на знаниях, полученных в результате изучения:

- Общей и неорганической химии;
- Органической химии;

*И является основой для дальнейшего изучения:*

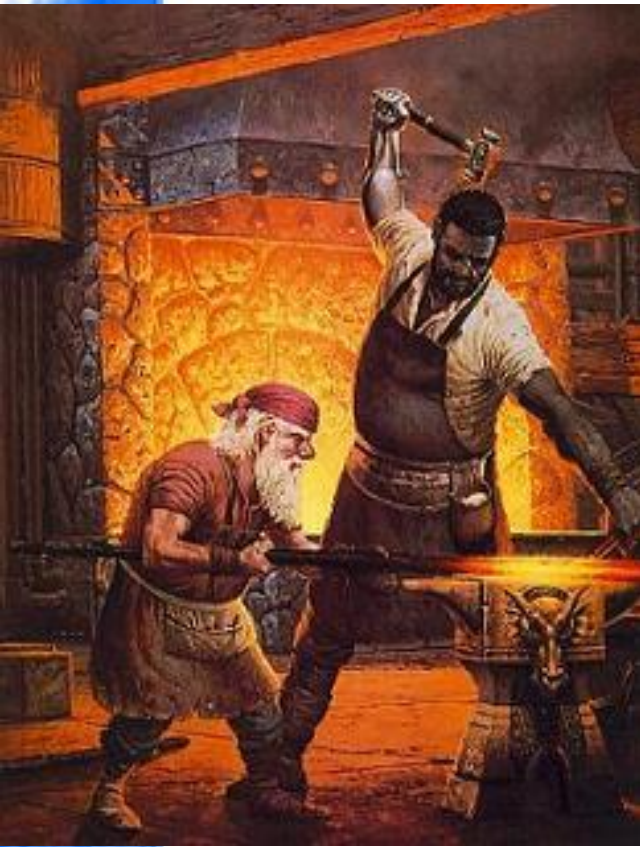
- Аналитической химии;
- Фармацевтической химии;
- Биологической химии;
- Токсикологической химии;
- Физико-химических методов анализа;
- Технологии лекарств

# ПРЕДМЕТ ТЕРМОДИНАМИКИ

Тепловая энергия – форма энергии, связанная с движением атомов, молекул или других частиц, из которых состоит тело. Тепловая энергия — это суммарная кинетическая энергия структурных элементов вещества.

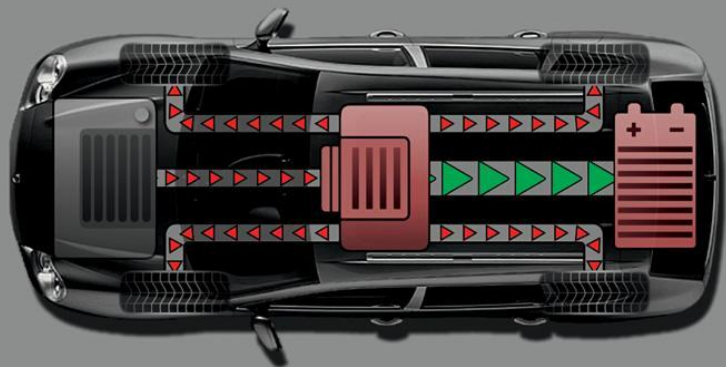


# ПРЕДМЕТ ТЕРМОДИНАМИКИ



**Механическая** энергия может переходить в тепловую энергию и *обратно*.

*Превращение механической энергии в тепловую и обратно совершается всегда в строго эквивалентных количествах.*



В этом и состоит суть первого начала термодинамики.



# *Термодинамика*

**Термодинамика** – раздел физики, изучающий соотношения и превращения теплоты и других форм энергии. Термодинамика представляет собой научную дисциплину, которая изучает:

- 1) переходы энергии из одной формы в другую, от одной части системы к другой;
- 2) энергетические эффекты, сопровождающие различные физические или химические процессы, их зависимость от условия протекания процессов;
- 3) возможность, направление и пределы протекания самопроизвольного течения самих процессов в заданных условиях.

**Термодинамика** — наука, изучающая взаимные превращения различных видов энергии, связанные с переходом энергии в форме теплоты и работы.

**Термодинамика позволяет:**

- 1) рассчитать тепловые эффекты различных процессов;
- 2) предсказывать, возможен ли процесс;
- 3) указывать, в каких условиях он будет протекать;
- 4) рассматривать условия химических и фазовых равновесий;
- 5) сформировать представление о энергетическом балансе организма

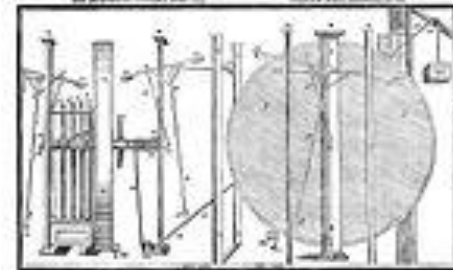
# *Приложение термодинамики к биологической материи*

**Биоэнергетика** - раздел термодинамики, изучающий биосистемы.

- **Биоэнергетика** — раздел биохимии, изучающий энергетические процессы в клетке.
- **Биоэнергетика** — отрасль электроэнергетики, основанная на использовании биотоплива.
- **Биоэнергетика** — группа теорий и практик альтернативной медицины, психотерапии и экстрасенсорики, использующих псевдонаучные концепции существования «биоэнергии» или «биополя».



# Термохимия



**Термохимия** - это раздел химии, изучающий тепловые эффекты химических процессов.

**Изобарные процессы** - проходят при постоянном давлении ( $p = \text{const}$ ).

**Изохорными** называют процессы проходящие при постоянном объеме ( $V = \text{const}$ ).

**Изотермические процессы** характеризуются постоянной температурой ( $T = \text{const}$ ).



# ТЕРМИНЫ И ПОНЯТИЯ

**Система** — это совокупность материальных объектов, отделённых от окружающей среды.

**Окружающая среда** — остальная часть пространства.

**Изолированная система** не обменивается с окружающей средой ни массой, ни энергией.

**Закрытая система** — обменивается со средой лишь энергией,

**Открытая система** — обменивается с окружающей средой и массой, и энергией.

**Гомогенная система** - все её компоненты находятся в одной фазе и нет поверхностей раздела,

**Гетерогенная система** - состоит из нескольких фаз.

**Фаза** — часть системы с одинаковыми химическими и термодинамическими свойствами, отделённая поверхностью раздела.

**Энергия** — количественная мера определённого вида движения материи.

**Термодинамическими параметрами :**  
**экстенсивные и интенсивные.**

Если система **изменяет свои параметры**, то в ней происходит термодинамический процесс, если же параметры самопроизвольно не изменяются, состояние системы называется равновесным.

**Термодинамические функции состояния** – функции, зависящие от состояния системы, а не от пути и способа, которым это состояние достигнуто. Это:

**внутренняя энергия (U),**

**энтальпия (H),**

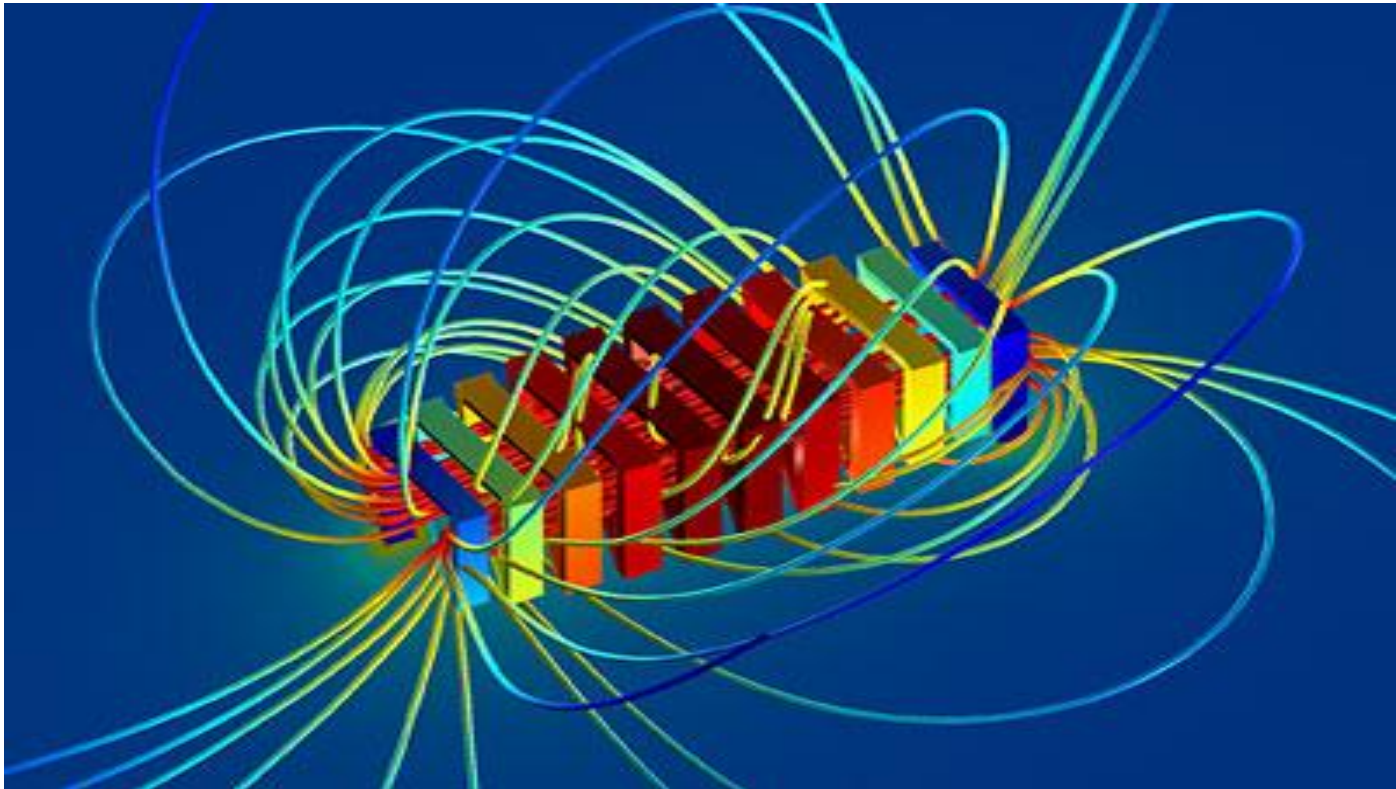
**энтропия (S)**

**свободная энергия Гиббса (G)**

**свободная энергия Гельмгольца (F)**

# Нулевой закон термодинамики

*Если каждая из двух термодинамических систем находится в тепловом равновесии с некоторой третьей, то они находятся в тепловом равновесии друг с другом.*



# 1-й закон термодинамики



**1-й закон термодинамики – это закон сохранения энергии. Впервые он был сформулирован Ломоносовым (1744г.) затем подтвержден работами Гесса (1836 г.), Джоуля (1840 г.), Гельмгольца (1847 г.).**

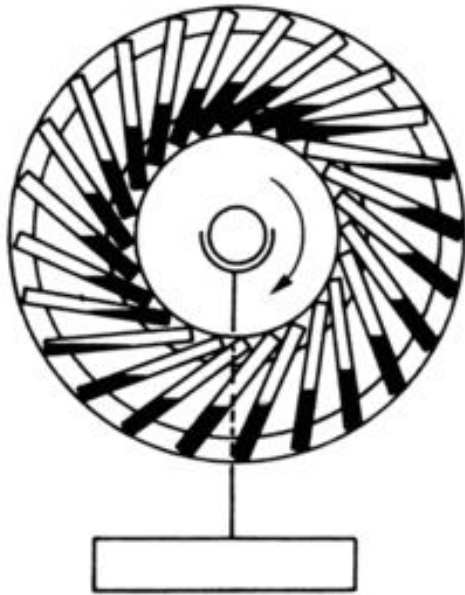
***Формулировки 1-го закон термодинамики:***

**I. Энергия не возникает и не исчезает, а переходит из одной формы в другую, количественно не изменяясь.**



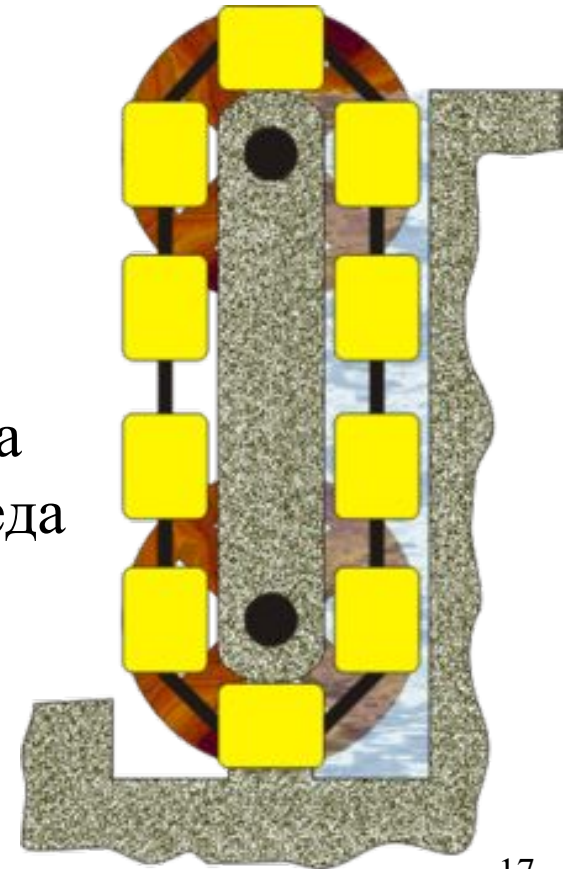
# 1-й закон термодинамики

II. Невозможно создать перпетум-мобиле, или двигатель первого рода, т.е. осуществлять работу, не затрачивая энергии.



Индийский или арабский вечный двигатель с небольшими косо закреплёнными сосудами, частично наполненными ртутью

Конструкция вечного двигателя, основанного на законе Архимеда



# 1-й закон термодинамики

III. Теплота, подведенная к системе (или выделенная ею) расходуется на изменения внутренней энергии системы и совершение работы.

$$Q = \Delta U + A$$

где  $Q$  – количество теплоты,  $\Delta U$  – изменение внутренней энергии системы,  $A$  – работа.

Внутренняя энергия  $U$  – это полная энергия системы, которая состоит из энергии движения молекул, атомов, энергии связей и др.

*Теплота изохорного ( $V = \text{const}$ ) и изобарного ( $p = \text{const}$ ) процесса является тепловым эффектом реакции.*

# ***1-й закон термодинамики***

**IV. Увеличение внутренней энергии системы равно теплоте, которую система получает извне, за исключением работы, которую совершила система против внешних сил.**

**Это еще одна формулировка I-го закона термодинамики.**

# 1-й закон термодинамики

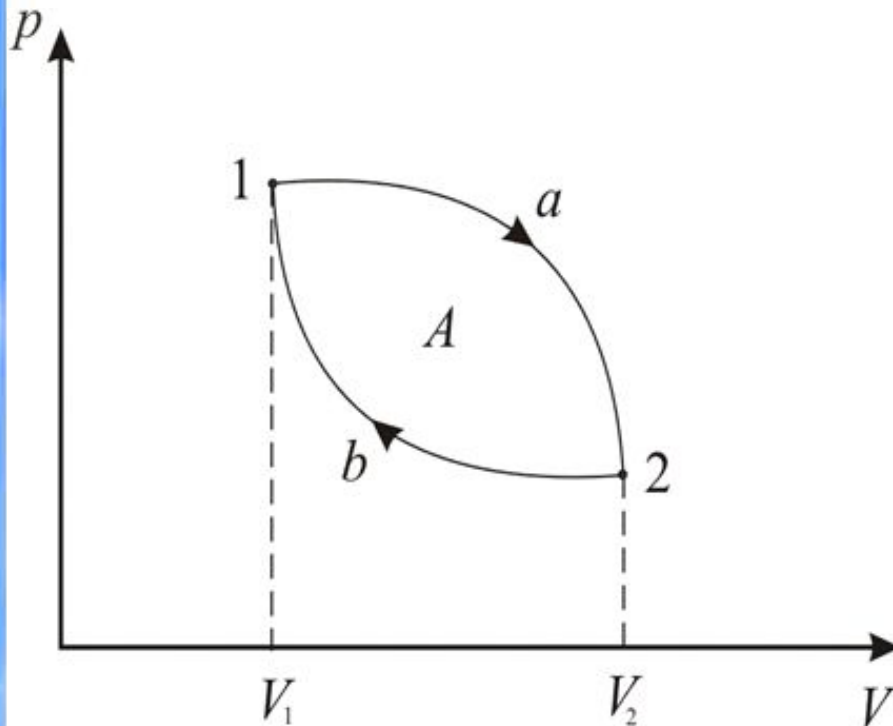
$$dQ = dU + dA.$$

В этом выражении  $U$  – функция состояния системы;  $dU$  – полный дифференциал;  $dQ$  и  $dA$  таковыми не являются. В каждом состоянии система обладает определенным и только таким значением внутренней энергии, поэтому можно записать

$$\int_1^2 dU = U_2 - U_1.$$



# 1-й закон термодинамики



Важно отметить, что  $Q$  и  $A$  зависят от того, каким образом совершен переход из состояния **1** в состояние **2**. При этом нельзя сказать, что система обладает **определенным** для данного состояния значением теплоты и работы.

Из формулы  $dQ = dU + dA$  следует, что количество теплоты выражается в тех же единицах, что работа и энергия, т.е. в **джоулях (Дж)**.

# 1-й закон термодинамики

$$A = p \Delta V$$

Для изохорного процесса:  $V = \text{const}$ ,  $A = 0$

и  $Q_v = U_2 - U_1 = \Delta U$

Для изотермического:  $T = \text{const}$ ,

$$P = \frac{RT}{V}$$

$$\delta A = P dV = RT \frac{dV}{V}$$

Проинтегрировав выражение от  $V_1$  до  $V_2$ , получим

$$A = \int_{V_1}^{V_2} RT \frac{dV}{V} = RT \ln \frac{V_2}{V_1} = RT \ln \frac{P_1}{P_2}$$

# 1-й закон термодинамики

Для изобарного:  $p = \text{const}$ ,  $Q_p = \Delta U + p\Delta V$

или  $Q_p = (U_2 - U_1) + p(V_2 - V_1)$

или  $Q_p = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1)$

$U + pV = H$  (энтальпия)

таким образом  $Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H$

теплосодержание системы

**$+\Delta H$**  - соответствует поглощению теплоты системой

**$-\Delta H$**  – выделение теплоты системой

# Природа теплового эффекта химических реакций. Термохимические уравнения.

**Тепловой эффект химической реакции** - это количество теплоты, которая поглощается или выделяется во время реакции, отнесенное к числу молей, обозначенном в реакции.

**Стандартным тепловым эффектом реакции  $\Delta H_0$**  называется такой эффект, который возникает в стандартных условиях  $p=101,3$  кПа,  $T=298$ К,  $(x) = \text{моль}$ .

**Теплотой (энтальпией) образования** вещества является тепловой эффект реакции образования одного моля сложного вещества из простых, устойчивых в данных условиях веществ:

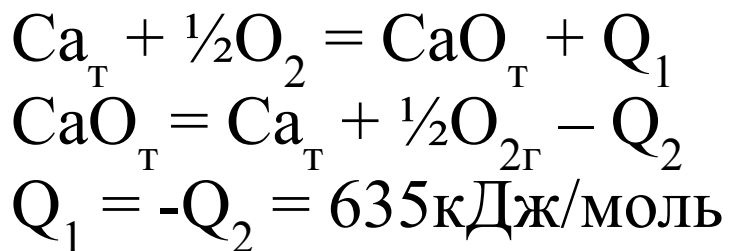


# Природа теплового эффекта химических реакций. Термохимические уравнения.

*Теплотой(энтальпией) сгорания* называется тепловой эффект реакции взаимодействия 1 моля вещества с кислородом с образованием высших устойчивых оксидов:



В 1780 г. был сформулирован **закон Лавуазье-Лапласа**:  
**Тепловой эффект разложения сложного соединения на простые численно равен тепловому эффекту образования этого вещества из простых веществ с противоположным законом.**



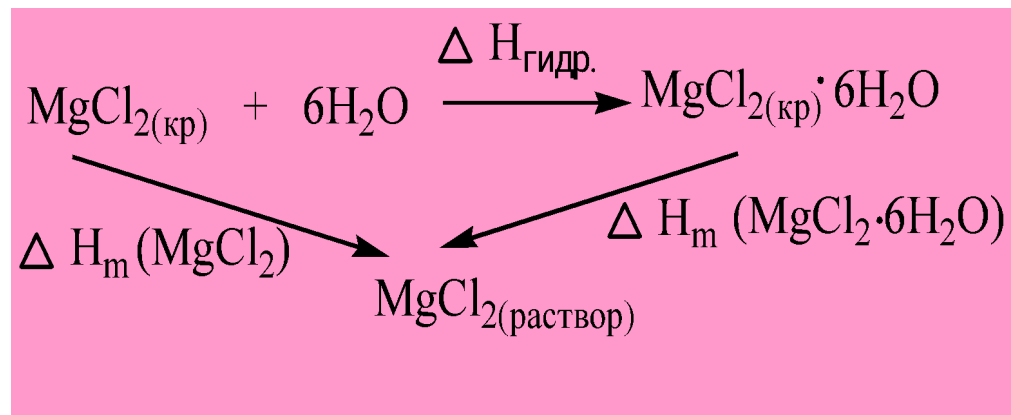


# Типы тепловых эффектов

**Стандартная теплота фазовых превращений** - это теплота превращения одного моля вещества при температуре перехода и  $P = 1$  атм.

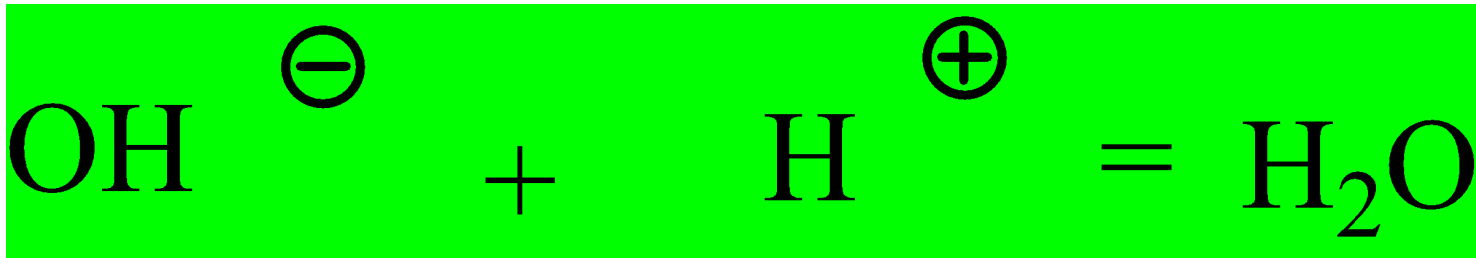
**Интегральной теплотой растворения**  $\Delta H_m$  называют тепловой эффект растворения с образованием раствора определенной концентрации при расчете на один моль растворенного вещества.

**Теплота гидратообразования** - это теплота, выделяющаяся при присоединении к одному молю безводной соли кристаллизационной воды.



# Типы тепловых эффектов

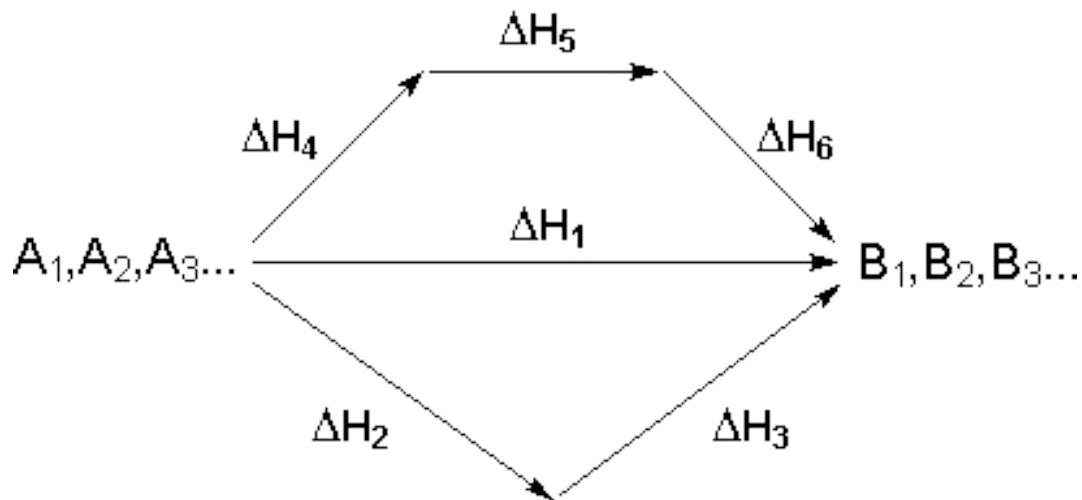
Теплота нейтрализации. В случае разбавленных растворов теплота реакции нейтрализации молярной массы эквивалента сильной кислоты сильным основанием не зависит от природы кислоты или основания. Это объясняется тем, что протекает только одна химическая реакция



# Закон Гесса

В 1840 г. Н. Г. Гесс сформулировал закон постоянства суммы тепла:

*Тепловой эффект реакции не зависит от пути перехода реакции, а определяется только начальным и конечным состоянием системы.*

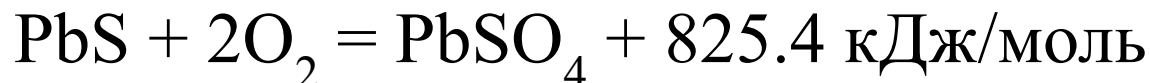


$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3 = \Delta H_4 + \Delta H_5 + \Delta H_6$$

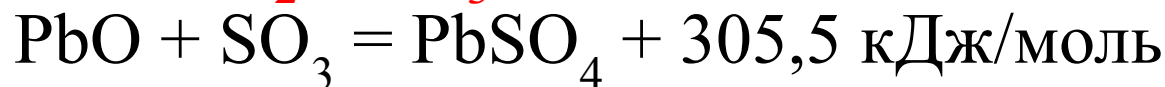
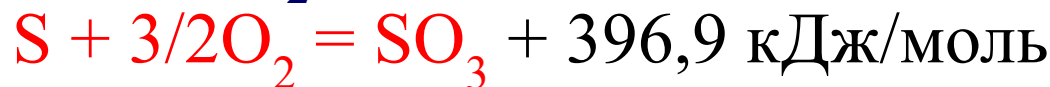
# Закон Гесса



Например:  $\text{PbSO}_4$  можно получить разными путями:



919 кДж/моль



919,7 кДж/моль.

# Закон Гесса

Тепловые эффекты реакций в термохимии рассчитывают, используя следствия из закона Гесса.

**I-е следствие:** тепловой эффект реакции равен разности между суммой теплот образования продуктов реакции и суммой теплот образования исходных веществ, взятых с соответствующими стехиометрическими коэффициентами.

$$\Delta H_{\text{реакции}} = \sum n_i \Delta H^{\circ}_{\text{обр. прод.}} - \sum n_i \Delta H^{\circ}_{\text{обр. исх. вещ.}}$$



# Закон Гесса

**П-е - следствие:** тепловой эффект реакции равен разности между суммой теплот сгорания исходных веществ и суммой теплот сгорания продуктов реакции, взятых с учётом стехиометрических коэффициентов реакции:

$$\Delta H_{\text{реакции}} = \sum n_1 \Delta H^{\circ}_{\text{сгор}}_{\text{исх.в}} - \sum n_2 \Delta H^{\circ}_{\text{сгор}}_{\text{прод.р.}}$$

Например для реакции:



$$\Delta H = (g\Delta H^{\circ}_{\text{обр}} C + p\Delta H^{\circ}_{\text{обр}} D) - (n\Delta H^{\circ}_{\text{обр}} A + m\Delta H^{\circ}_{\text{обр}} B)$$

$$\Delta H = (n\Delta H^{\circ}_{\text{сгор}} A + m\Delta H^{\circ}_{\text{сгор}} B) - (g\Delta H^{\circ}_{\text{сгор}} C + p\Delta H^{\circ}_{\text{сгор}} D)$$

# Закон Гесса

**III - следствие:** Тепловой эффект прямой реакции равен тепловому эффекту обратной реакции с противоположным знаком:

$$\Delta H_{\text{пр}} = - \Delta H_{\text{обр}}$$

В термохимических уравнениях обозначают агрегатное состояние вещества:



# Зависимость теплового эффекта реакции от температуры

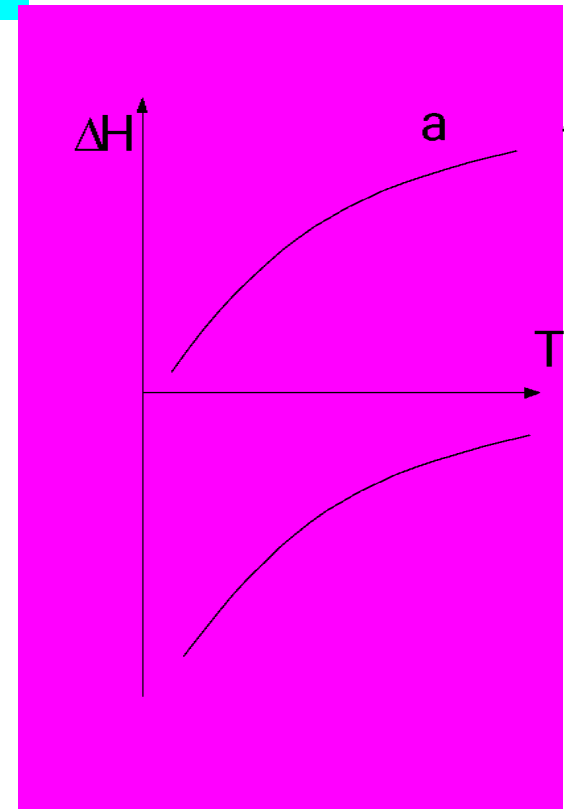
При температурах, отличных от стандартной, используют уравнение Кирхгофа:

$$\Delta C_P = \sum n_i C_P^{\text{кон.}} - \sum n_i C_P^{\text{нач}}$$

1. Если  $\Delta C_P > 0$ , то первая производная  $d\Delta H/dT > 0$ , следовательно функция  $\Delta H$  растет с ростом температуры, то есть тепловой эффект возрастает, независимо от знака самого теплового эффекта.

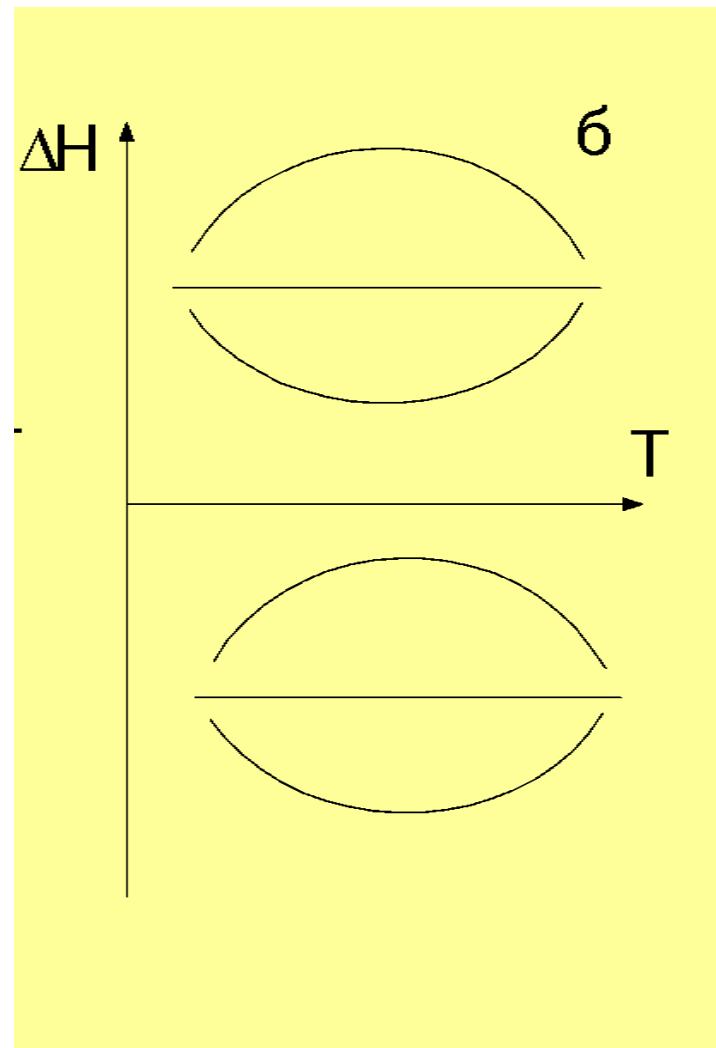
2. Если  $\Delta C_P < 0$ , то первая производная  $d\Delta H/dT < 0$ , следовательно, функция  $\Delta H$  убывает с ростом температуры.

$$\frac{d\Delta H}{dT} = \Delta C_P$$



# Зависимость теплового эффекта реакции от температуры

3. Если  $\Delta C_p = 0$ , то первая производная  $d\Delta H/dT=0$ . В этом случае  $\Delta H = \text{const}$ . Если  $d\Delta H/dT=0$  при одной температуре, то при этой температуре будет экстремум



# Зависимость теплового эффекта реакции от температуры

Интегрирование уравнения Кирхгофа приводит к возможности рассчитать тепловой эффект реакции при любой температуре:

$$\Delta H_2 = \Delta H_1 + \int_{T_1}^{T_2} \Delta C_p dT$$

где  $\Delta H_2$  - тепловой эффект реакции при любой температуре;  
 $\Delta H_1$  - тепловой эффект реакции при  $T_1$ , рассчитанный одним из способов;  
 $\Delta C_p$  - разность между суммарными теплоемкостями продуктов реакции и исходных веществ



# Исследование термохимических расчетов для энергетической характеристики биохимических процессов

В приложении к живому организму закон сохранения энергии можно сформулировать так :

**Количество теплоты, которое выделяется в организме при усвоении пищи используется на компенсацию затраты теплоты в окружающую среду и на совершаемую организмом работу А. т. е.**

$$Q = q + A$$

## Исследование термохимических расчетов для энергетической характеристики биохимических процессов

Предполагается, что теплотрата организма человека при условии умеренного климата в среднем равна **7100 кДж** в сутки.

Если при этом добавить работу  $A=2500-3340$  кДж эквивалентное совершенной организмом механической работе, получим суточную затрату энергии порядка **9600-10450 кДж**.

Если совершается физическая работа, затрата энергии увеличивается до **25000** кДж в сутки. Эта затрата энергии должна восполняться с помощью пищевых продуктов.

# Исследование термохимических расчетов для энергетической характеристики биохимических процессов

Пища включает главным образом жиры, белки, углеводы, минеральные соли, витамины, воду. Энергию дают, в основном, жиры, белки, углеводы: **39 кДж/г, 18 кДж/г, 22 кДж/г** соответственно. Несмотря на разный механизм термохимических и биохимических реакций, образуются одинаковые количества продуктов:  $\text{CO}_2$  и  $\text{H}_2\text{O}$ . Поэтому на основании закона Гесса, и тепловые эффекты сгорания углеводов, жиров и белков одинаковы.

## 2-й закон термодинамики

Второй закон термодинамики дает ответ на вопрос: возможен ли тот или иной процесс, и в каком направлении он будет протекать. Существует много формулировок второго закона:

По Ломоносову: *«Холодное тело В погруженное в теплое тело А, не может воспринять большую степень теплоты, чем ту, какую имеет А».*

По Томсону: *«Различные виды энергии стремятся переходить в теплоту, а теплота, в свою очередь, стремится рассеяться...».*

# 2-й закон термодинамики



По Клаузиусу: *«Теплота никогда не переходит с более холодного тела на более горячее, тогда как обратный переход протекает самопроизвольно».*

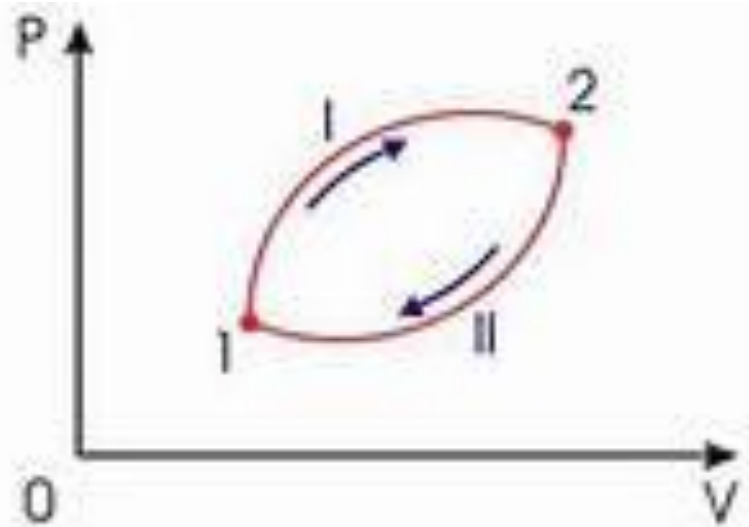
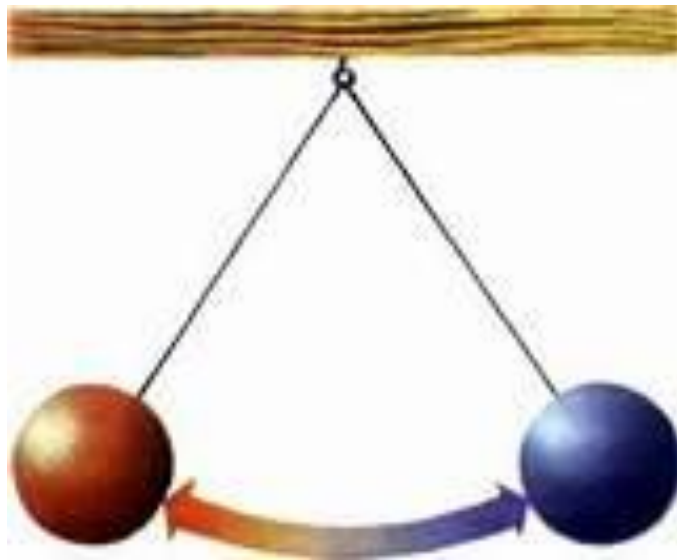
*Второе начало термодинамики устанавливает границы превращения теплоты в работу.*

При рассмотрении этого вопроса вводится важное понятие: *термодинамически обратимые и необратимые процессы.*



# 2-й закон термодинамики

Если процесс проведен в прямом направлении так, что при возвращении системы в исходное состояние не произошло стойких изменений ни в системе, ни в окружающей среде, такой процесс называется термодинамически обратимым.



# 2-й закон термодинамики

Если же изменения произошли, то процесс называется термодинамически необратимым.

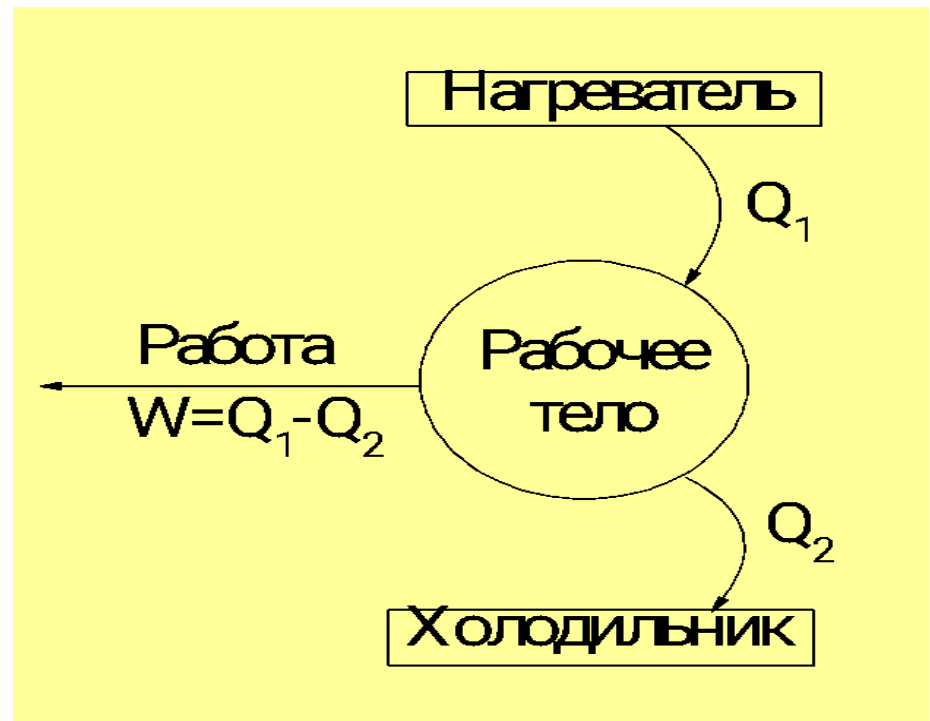
Термодинамически обратимый процесс состоит из бесконечно большого числа последовательных динамических равновесий и может быть назван равновесным.



# Математическое выражение

Если обозначить  $Q_1$  – количество тепла, полученного системой от нагревателя, а  $Q_2$  – количество тепла, переданного системой более холодному телу, то  $Q_1 - Q_2$  – количество тепла, превращенное в работу. **Отношение является коэффициентом полезного действия.**

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

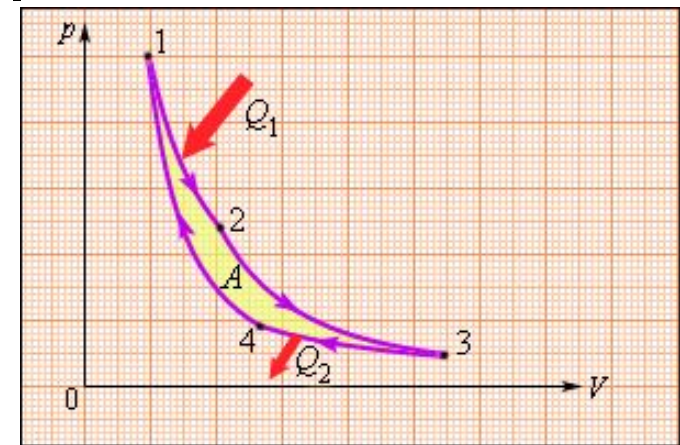
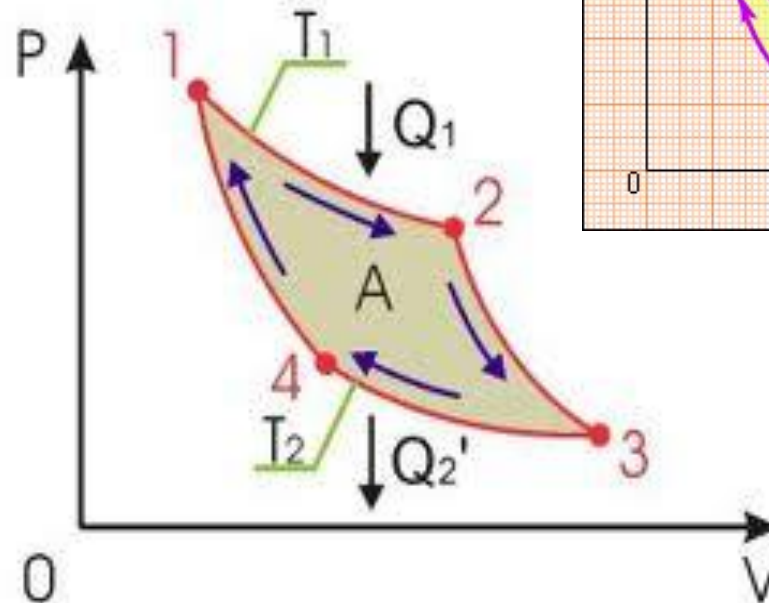


# Цикл Карно



Цикл Карно состоит из четырёх стадий:

- *Изотермическое расширение.*
- *Адиабатическое расширение.*
- *Изотермическое сжатие.*
- *Адиабатическое сжатие*



# Математическое выражение 2-го начала термодинамики

Поскольку

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

или

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

или

$$\sum \frac{Q_i^{\text{обр.}}}{T_i} = 0$$

*«Алгебраическая сумма приведенных теплот обратимого цикла Карно равна нулю»*

$$\frac{\delta Q^{\text{обр.}}}{T} = dS$$

Функция **S** называется  
энтропией





## Математическое выражение 2-го закона термодинамики

Все реальные самопроизвольные процессы — необратимые. Обратим только идеальный процесс. *В реальных необратимых системах только часть энергии превращается в полезную работу, другая часть является связанной, «обесцененной».*

$$\Delta S \geq \int_1^2 \frac{\delta Q}{T}$$

Знак равенства относится к обратимому процессу, а знак больше к необратимому

**Энтропией называется количественная мера внутренней неупорядоченности произвольного состояния макротела.**



# Фундаментальное уравнение термодинамики

Заменяя  $\delta Q$  на выражение из первого начала термодинамики, получаем объединенное уравнение первого и второго начал термодинамики, так называемое **фундаментальное уравнение термодинамики**:

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

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

$$\Delta S \geq \int_1^2 \frac{\delta Q}{T}$$

## Изменение энтропии как критерий обратимости и необратимости процессов

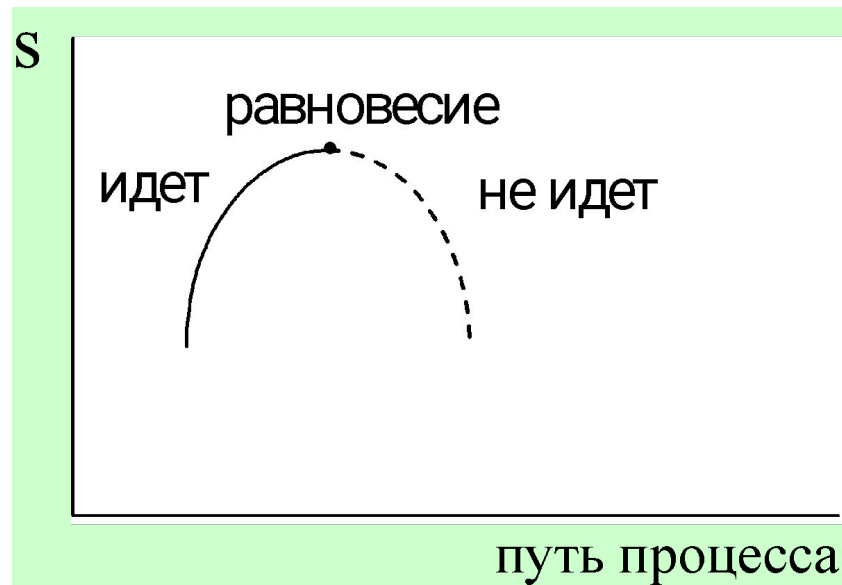
На основе второго начала термодинамики можно выяснить возможность протекания процесса в данном направлении в различных условиях.

Из выражения второго начала термодинамики в интегральном виде следует, что изменение энтропии может служить критерием направления процесса:

если  $\Delta S > \int \delta Q/T$ , то процесс является необратимым, т.е. может протекать самопроизвольно.

если же  $\Delta S < \int \delta Q/T$ , то процесс в данном направлении невозможен;

если  $\Delta S = \int \delta Q/T$ , то система находится в состоянии равновесия.



## 2-й закон термодинамики

Второй закон термодинамики справедлив для систем состоящих из большого количества частичек и носит статистический характер.

**Чем больше неупорядоченность системы тем больше ее энтропия.**

**Самопроизвольно идущие процессы** идут с возрастанием энтропии.

**Несамостоятельные процессы** — кристаллизация; конденсация — с уменьшением энтропии.

# 2-й закон термодинамики

«Жизнь – это борьба с энтропией».

А. Шредингер

Энтропия связана с термодинамической вероятностью реализации данного состояния системы уравнением

**Больцмана:**

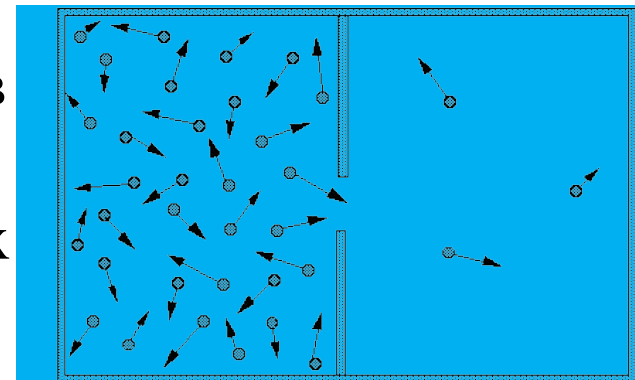
$$S = K \ln W$$

**K** – константа Больцмана,

**W** – термодинамическая вероятность или число возможных микросостояний.

Энтропия измеряется в  
кДж/мольК или  
энтропийных единицах

**э. е. = 1 Дж/мольК**



# 2-й закон термодинамики

## Следствие второго закона термодинамики:

суммарное изменение энтропии, необходимое для формирования живого организма и поддержания его жизни, всегда положительно.

## Энтропия зависит от ряда факторов:

- агрегатного состояния:  $S_{г} > S_{ж} > S_{т}$
- массы частиц: больше масса – больше  $S$
- твердости:  $S_{аморфн} > S_{крист}$
- степени дисперсности: чем больше степень дисперсности тем больше  $S$ .
- плотности: чем больше плотность – тем меньше  $S$ .

# 2-й закон термодинамики

- характера связи  $S_{ков.} > S_{мет.}$
- чем сложнее химический состав, тем больше  $S$ .
- чем больше температура, тем больше  $S$ .
- чем больше давление, тем меньше  $S$ .

Изменение энтропии  $\Delta S$  находят по ее стандартным значениям  $\Delta S^0$  исходя из следствий закона Гесса:

$$\Delta S = \sum S^0_{\text{прод}} - \sum S^0_{\text{исх.вещ.}} = K \ln \frac{W_{\text{прод.}}}{W_{\text{исх.в.}}}$$



# 3-й закон термодинамики

$\frac{Q}{T}$

называется приведенной теплотой, связанной энергией.

$$TS = Q$$

Абсолютное значение энтропии можно вычислить, исходя из *постулата Планка*, являющегося **III** законом термодинамики.

*Энтропия индивидуального кристаллического вещества при абсолютном нуле равна нулю –*  
 $S_0 = 0.$

Для него  $W=1$ , тогда  $S=K \ln 1=0$

Это наиболее упорядоченная система.

# Изобарно- изотермический потенциал или энергия Гиббса.

На ход химической реакции могут влиять два фактора: **энтальпийный  $\Delta H$**  и **энтропийный  $\Delta S$** .



Они имеют противоположный характер и суммарный эффект их действия описывается уравнением Гиббса:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

**$\Delta G$**  – Энергия Гиббса в Дж.моль

**$\Delta H$**  – максимальная энергия, кот., выделяется или поглощается при хим. реакции

**$T\Delta S$**  – связанная энергия, которая не может быть превращена в работу.

# Изобарно- изотермический потенциал или энергия Гиббса.

Если  $\Delta G < 0$  – процесс самопроизвольный

$\Delta G > 0$  – процесс невозможен; обратный процесс идет самопроизвольно

$\Delta G = 0$  – система находится в состоянии химического равновесия.

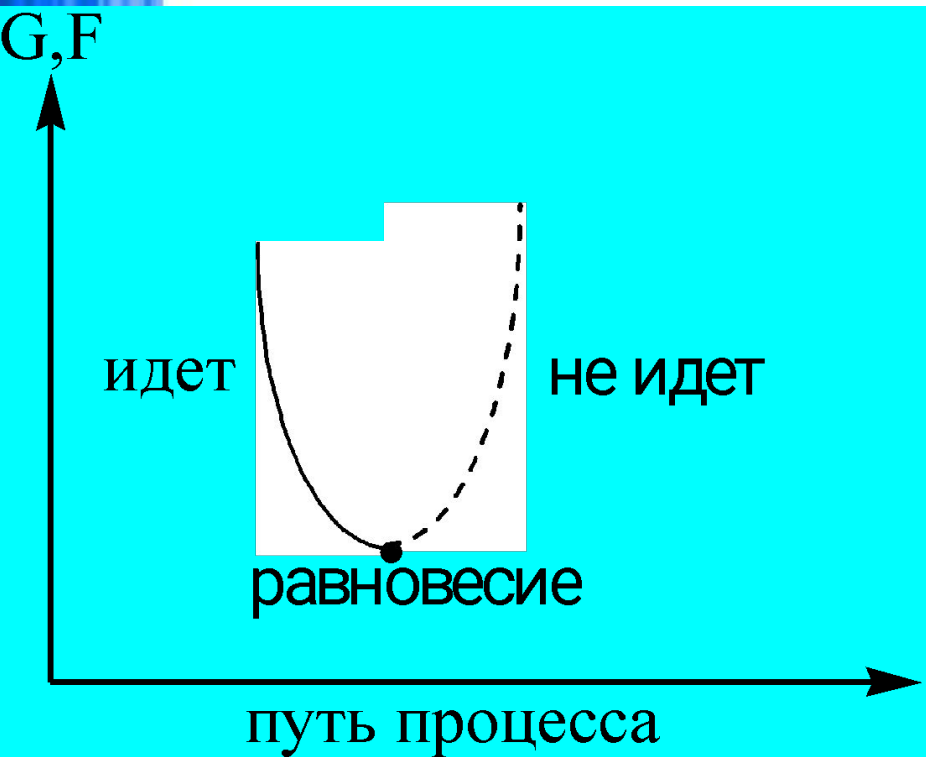
**Изменение  $\Delta G$  можно вычислить по закону Гесса:**

$$\Delta G^0 = \sum_{\Delta} G^0_{\text{прод.}} - \sum_{\Delta} G^0_{\text{исх.в-в.}}$$

# F – энергия Гельмгольца

(Изохорно- изотермический процесс, т.е. при  $V, T = const$ )

Процесс идёт в сторону убыли энергии Гельмгольца, а равновесие наступает при минимальном значении энергии Гельмгольца:



$$\Delta F^{\circ} = \Delta U^{\circ} - T \Delta S^{\circ}$$