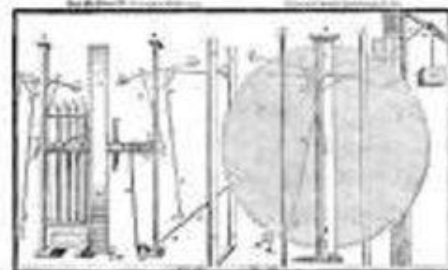




# Термохимия



**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.

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

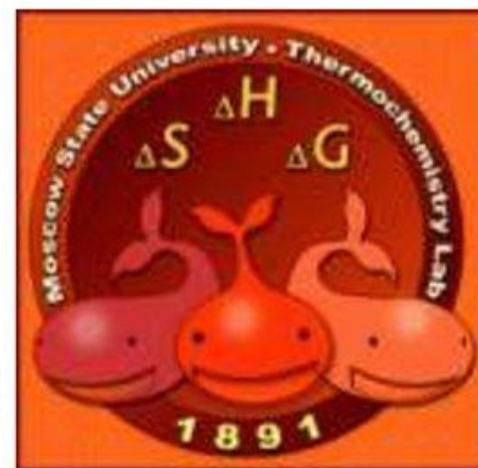
**внутренняя энергия (U),**

**энтальпия (H),**

**энтропия (S)**

**свободная энергия Гиббса (G)**

**свободная энергия Гельмгольца (F)**



# **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:***

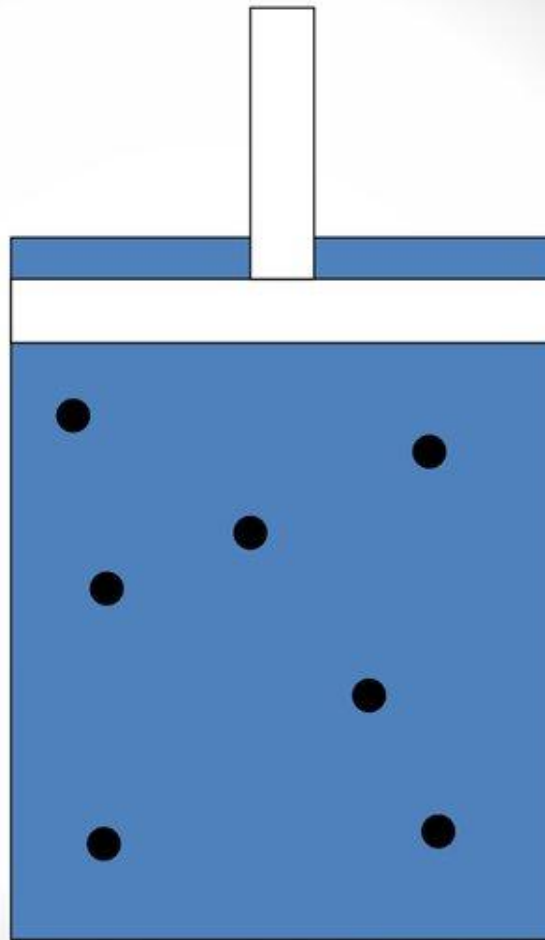
**I. Энергия не возникает и не исчезает, а переходит из одной формы в другую, количественно не изменяясь.**

## Первый закон термодинамики

**Пример:**

**Первая  
ситуация:**

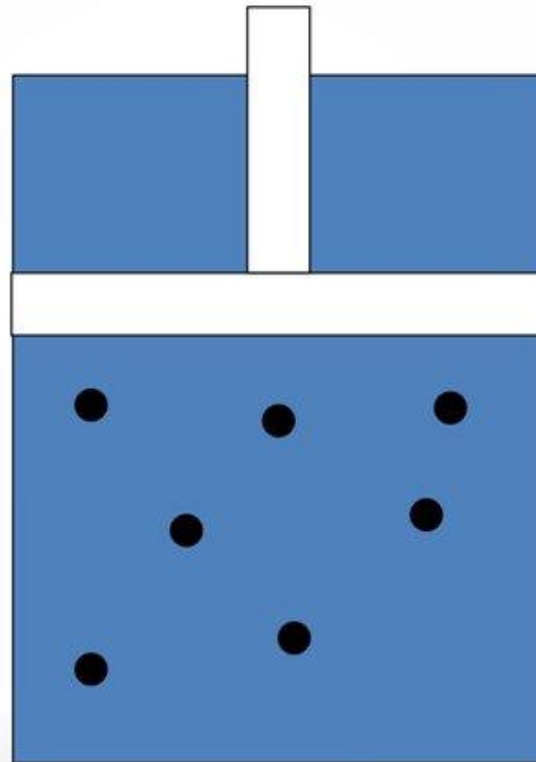
**идеальный газ  
находится в  
изолированном  
цилиндре с  
поршнем.**



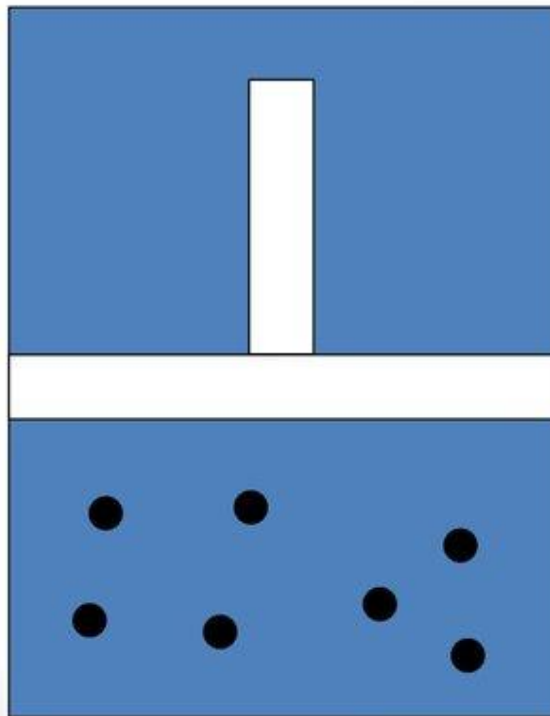


*Первый закон термодинамики*

**Что произойдет  
с газом, если  
поршень будет  
перемещаться?**



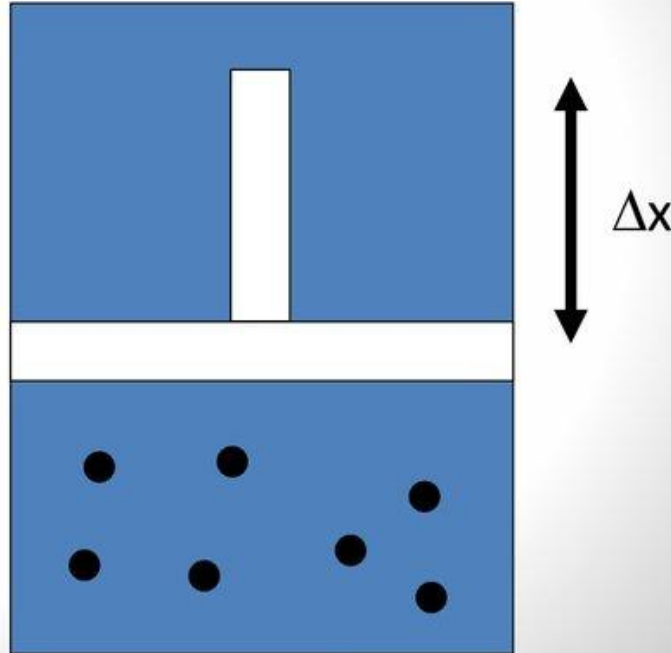
**Если цилиндр  
изолирован,  
температура будет  
расти, атомы  
будут двигаться  
быстрее, а  
давление  
повышаться.**



*Первый закон термодинамики*

При этом  
внешние силы  
совершат работу  
в продвижении  
поршня:

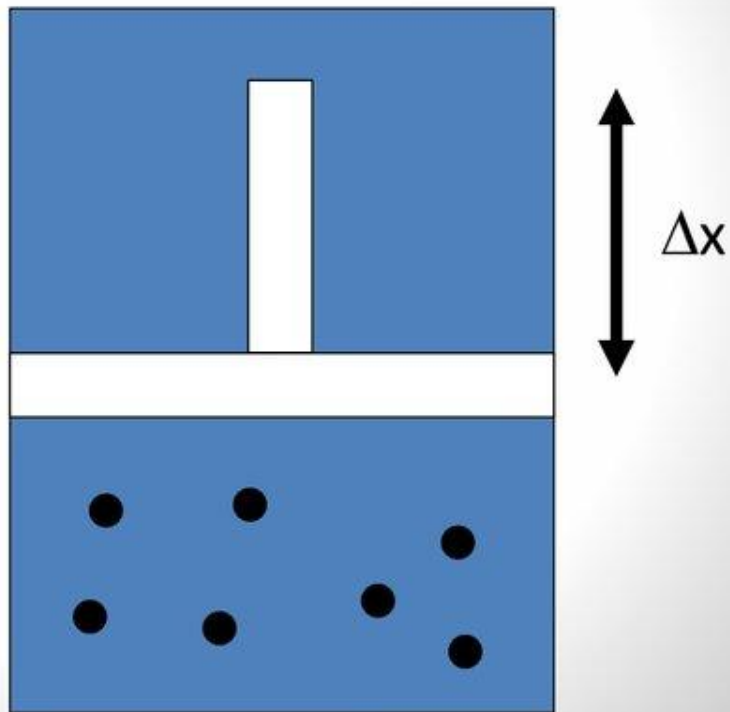
$$W = P\Delta V$$





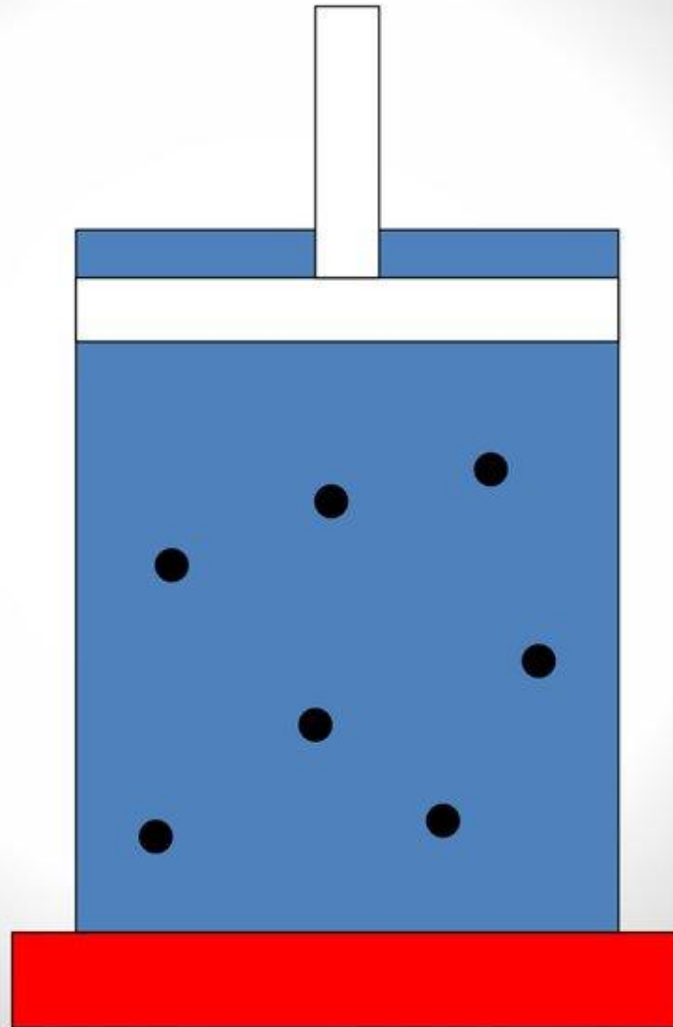
Работа,  
проделанная над  
газом, равна  
изменению  
внутренней  
энергии газа:

$$W = \Delta U$$



*Первый закон термодинамики*

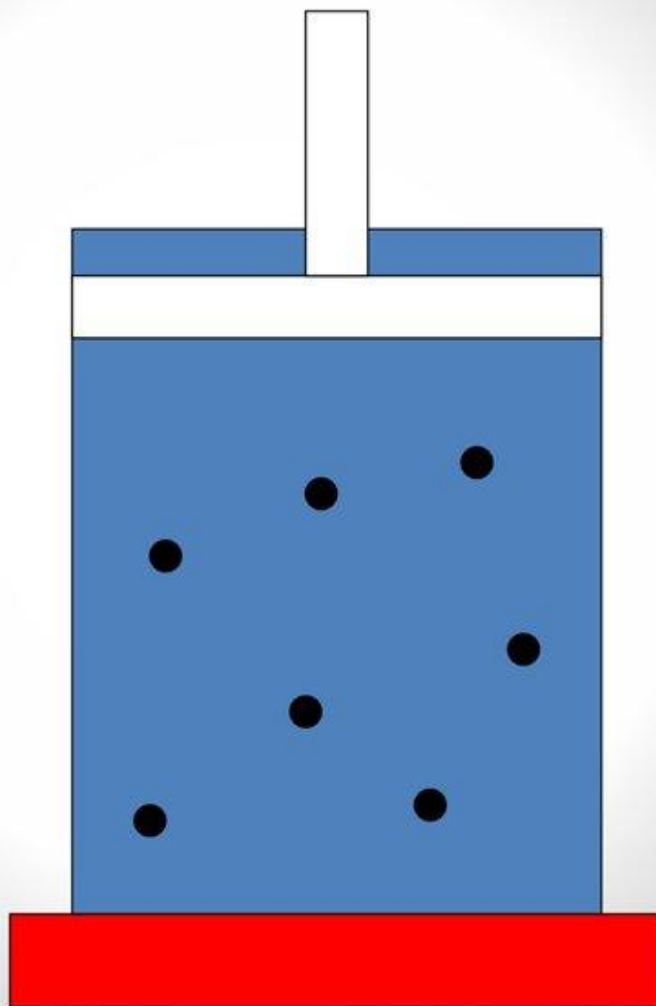
**Вторая ситуация:**  
**цилиндр**  
**помещен на**  
**горячую плиту.**  
**Что произойдет с**  
**газом?**



*Первый закон термодинамики*

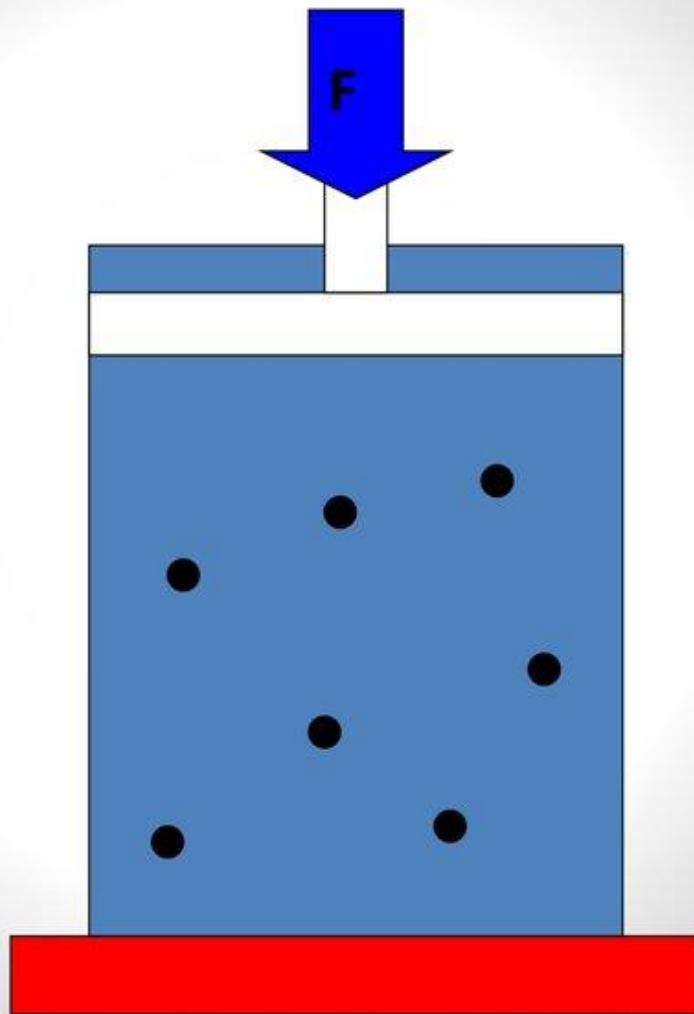
**Атомы будут  
двигаться быстрее,  
в системе будет  
увеличиваться  
внутренняя  
энергия:**

$$Q = \Delta U$$



*Первый закон термодинамики*

Что произойдет,  
если к системе  
одновременно  
подвести теплоту  
и продвинуть  
поршень?

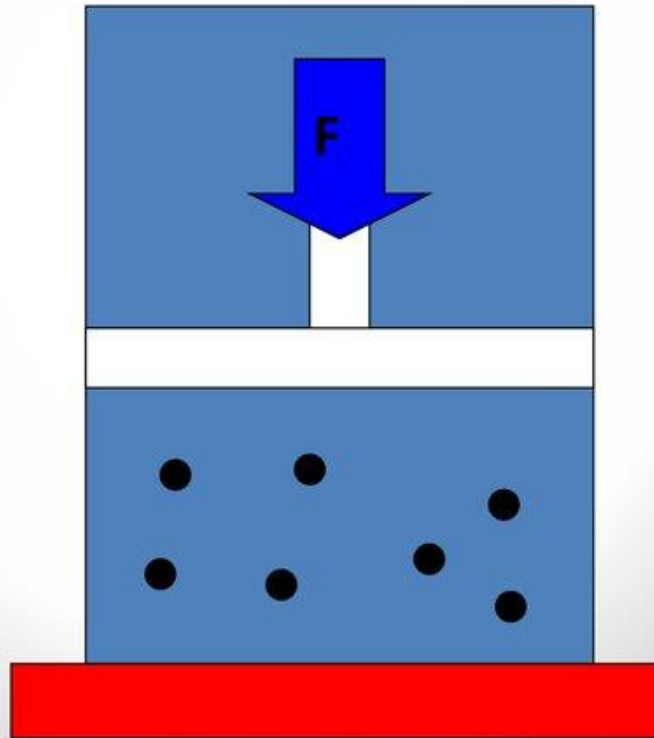




*Первый закон термодинамики*

Подведенная  
теплота будет  
расходоваться на  
увеличение  
внутренней  
энергии и на  
совершение  
системой работы  
против внешних  
сил:

$$Q = \Delta U + W$$



## Первый закон термодинамики

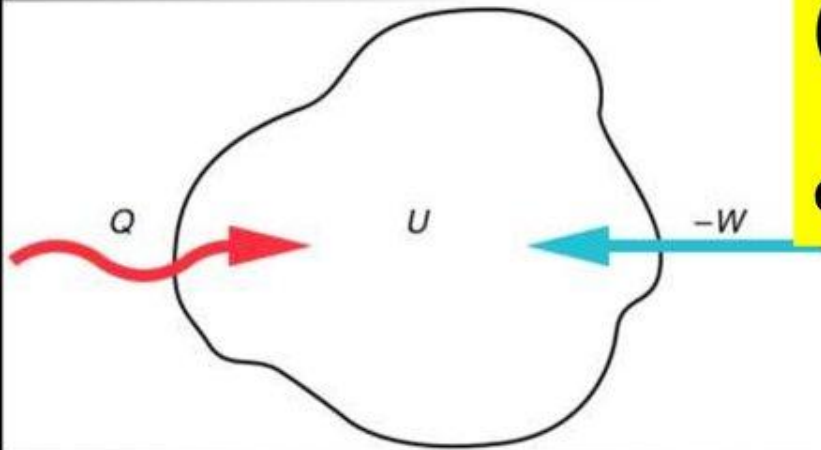
Теплота, подведенная к системе, расходуется только на увеличение внутренней энергии системы и на совершение системой работы против внешних сил.

$$\pm \delta Q = dU \pm \delta W$$

(дифференциальная форма)

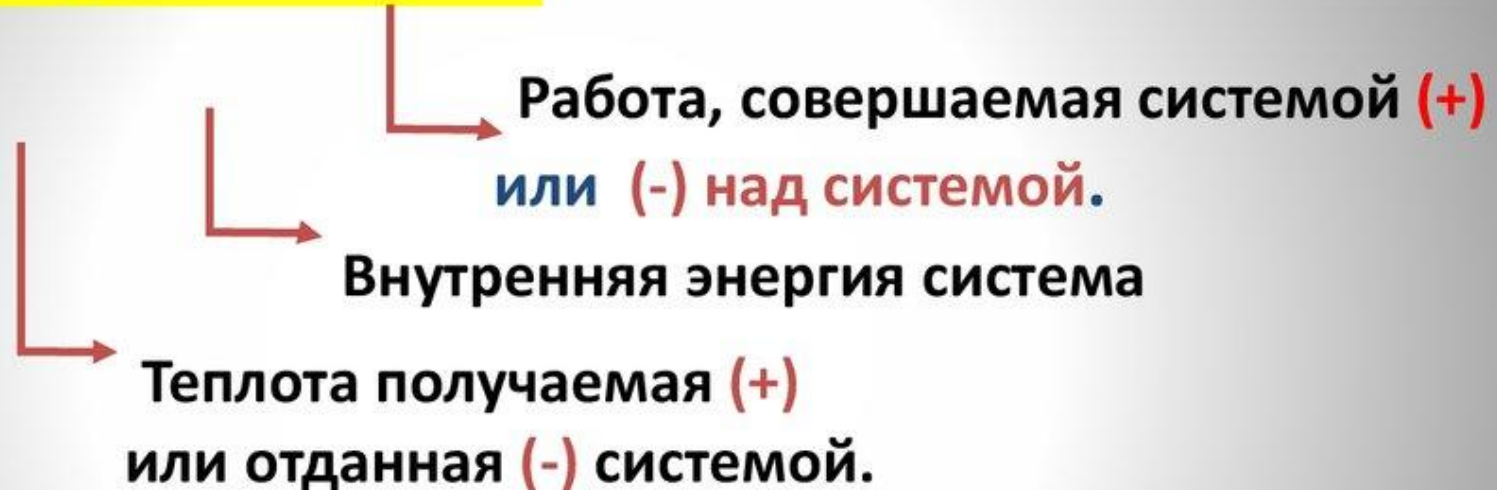
$$\pm Q = \Delta U \pm W$$

(интегральная форма)



## Теплота и работа: приращение внутренней работы

$$\pm Q = \Delta U \pm W$$



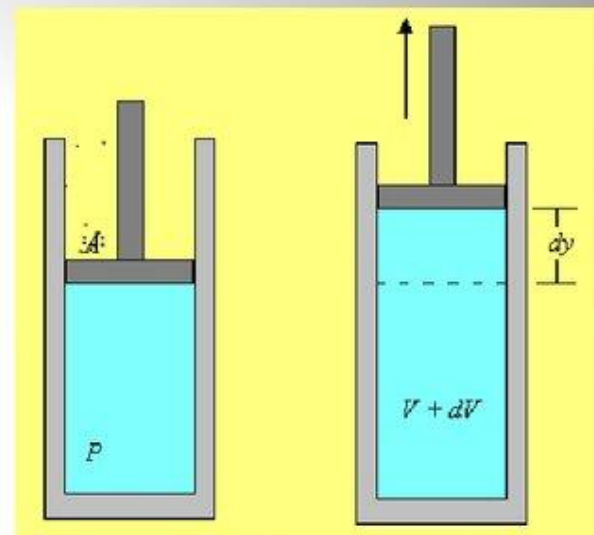
## 2.Энтальпия (H)

Энтальпия (от греч. entalpio - нагреваю) - это часть внутренней энергии системы, которая может совершить полезную работу.

Теплота расширения в изобарном процессе:

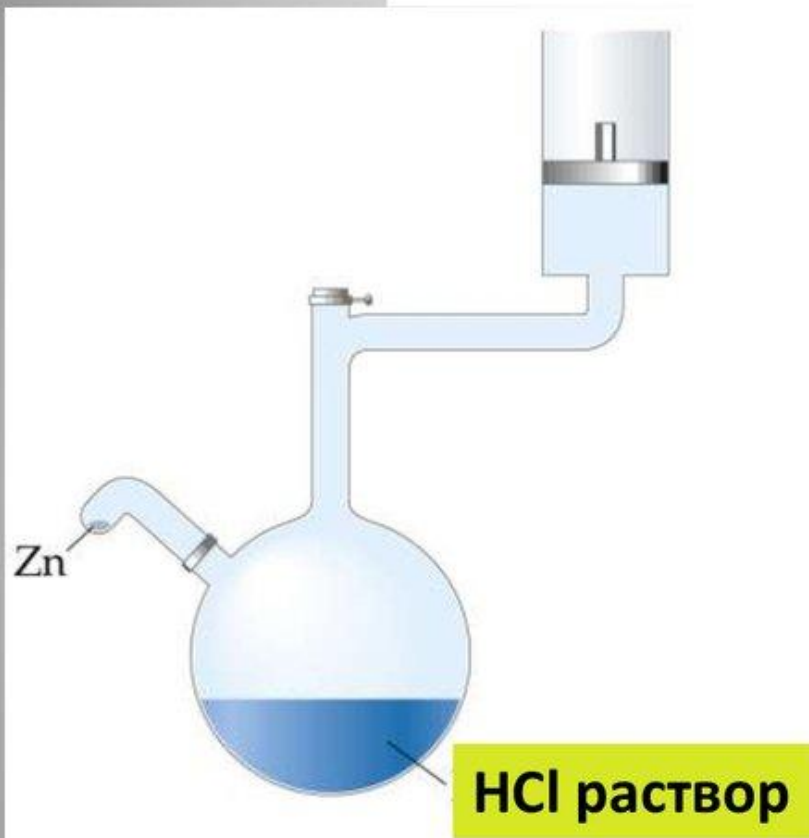
$$W = p \cdot \Delta V, \text{ где}$$

$\Delta V$  - изменение объема системы,  $\Delta V = V_2 - V_1$

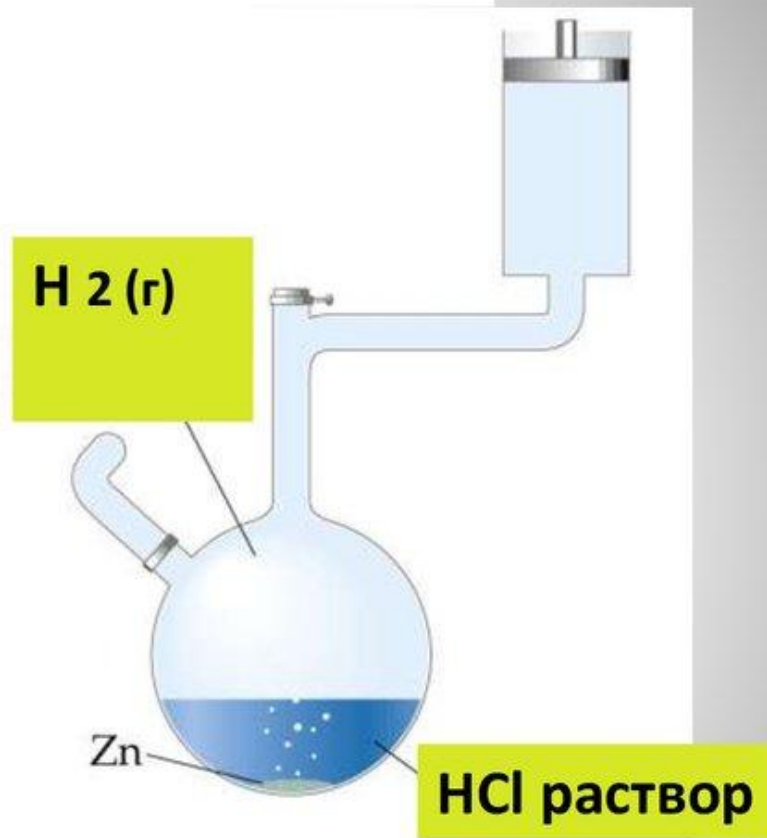




## Энтальпия



(a)



(b)

- Из первого закона ТД:

$$Q = \Delta U + W$$

$$Q_p = \Delta U + p \cdot \Delta V = (U_2 + p \cdot V_2) - (U_1 + p \cdot V_1), \text{ где:}$$

$Q_p$  - теплота изобарного процесса при  $p = \text{const}$ ;

$$U + p \cdot V = H, \text{ т. е. энтальпия,}$$

$$\Rightarrow Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H, \text{ т.е. } \Delta H = Q_p$$

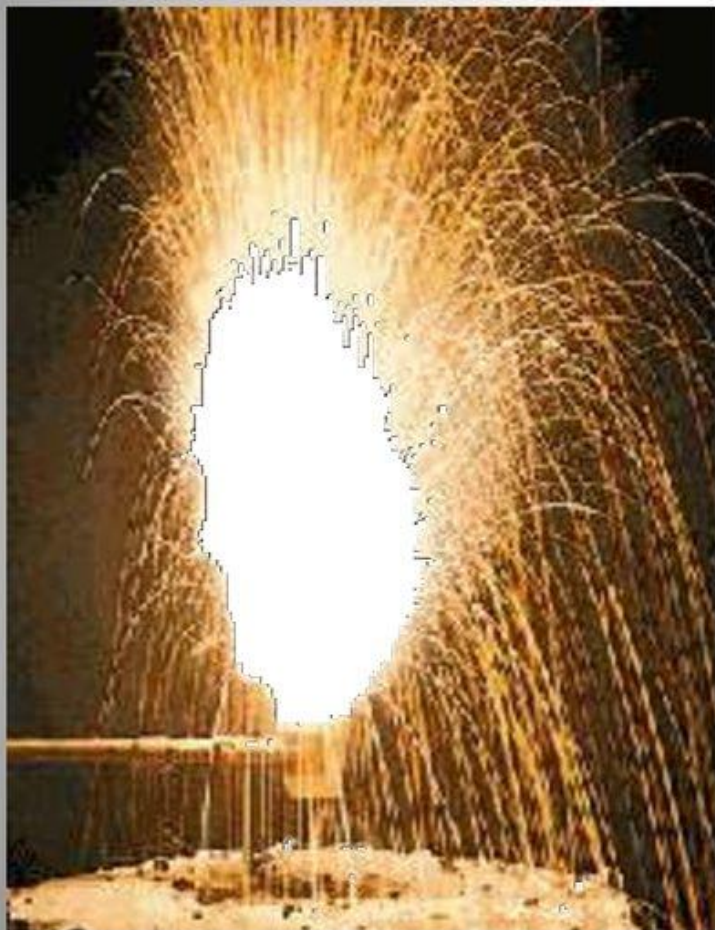
Энтальпия - это функция состояния системы, приращение которой равно теплоте, поступившей в систему в изобарном процессе.

Т.к.  $\Delta H = Q_p$ ,  $\Rightarrow \Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta V$  [кДж·моль<sup>-1</sup>]

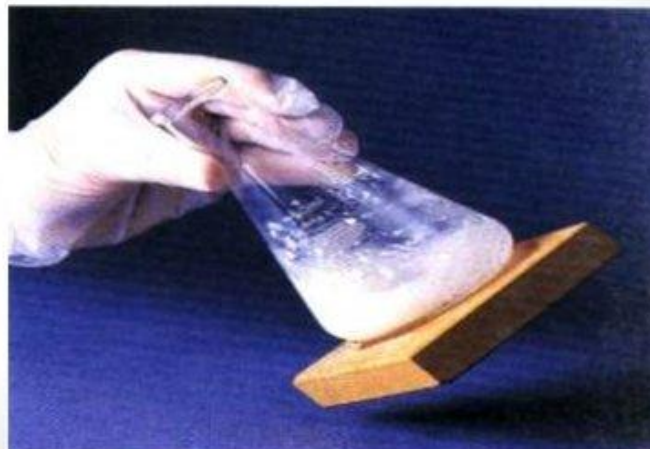
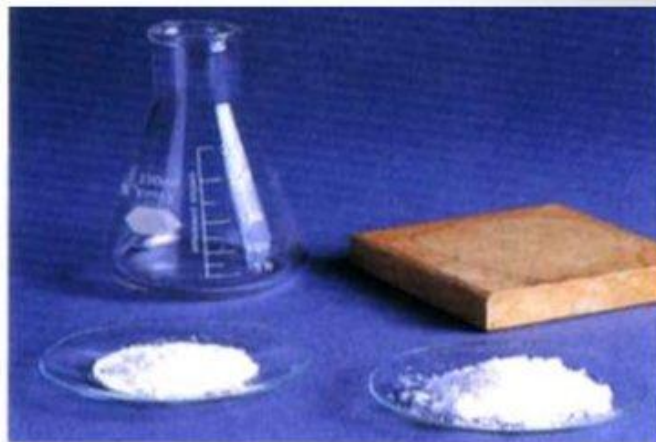
Энтальпию часто называют «тепловой функцией» или «теплосодержанием» системы.

*Функции состояния системы*

**Экзотермический  
процесс,  $\Delta H < 0$ .**



**Эндотермический  
процесс,  $\Delta H > 0$**





## Энтальпия (H):

Абсолютное значение энтальпии измерить невозможно, поэтому измеряют ее приращение:

$$\Delta H_{\text{системы}} = H_{\text{кон}} - H_{\text{нач}}$$

$$\Delta H = C_p \Delta T$$

# 3. Энтропия (S)



**Энтропия (S) характеризует связанную энергию. В реальных необратимых системах только часть энергии превращается в работу, другая часть энергии является как бы связанной. Мера неупорядоченности системы.**

Энтропия (по Клаузиусу) - функция состояния система, приращение которой ( $\Delta S$ ) равно минимальной теплоте ( $Q_{\min}$ ), поступившей в систему в обратимом изотермическом процессе, деленной на абсолютную температуру ( $T$ ), при которой совершается этот процесс.

$$\Delta S = Q_{\min} / T, \text{ [Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}\text{].}$$

Энтропия связана с вероятностью состояния системы **уравнением Больцмана:**

$$S = K_B \cdot \ln W, \quad \text{где}$$

$K_B$ -постоянная Больцмана,

$$K_B = R/N_a = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ Дж} \cdot \text{К}^{-1};$$

$W$ -вероятность состояния системы, т.е. число микросостояний, которым может быть реализовано данное макросостояние.

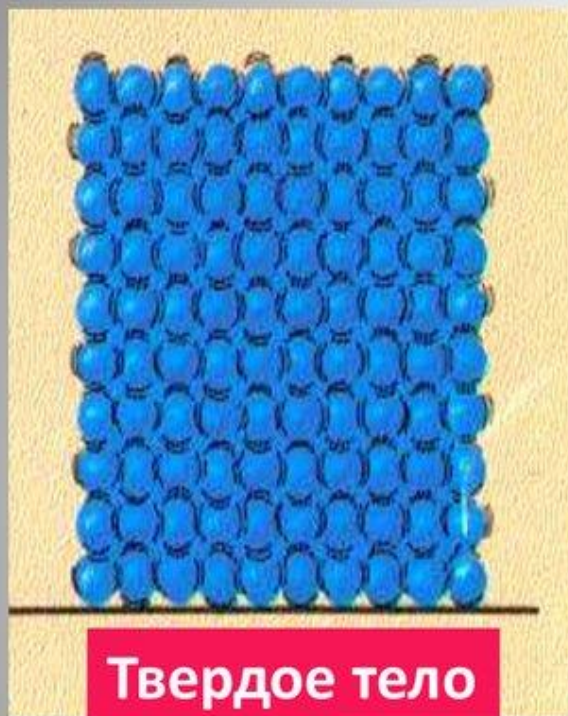
Опытным путем определяют приращение энтропии:  $\Delta S = S_2 - S_1$ .



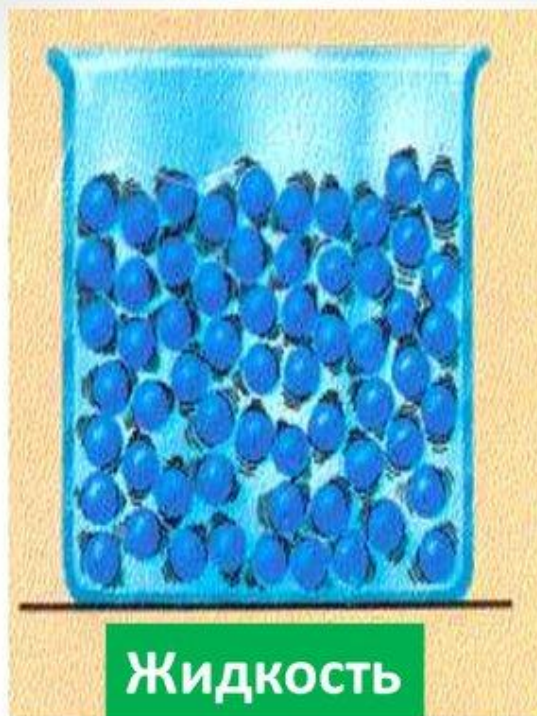
Чем выше энтропия, тем больше неупорядоченность системы.



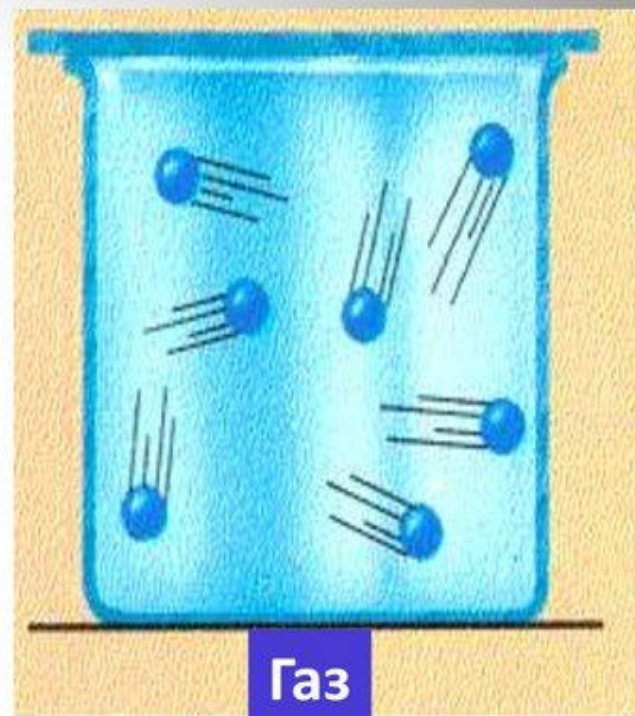
## Энтропия



Твердое тело



Жидкость



Газ

$S_{\text{кристалла}}$

<

$S_{\text{жидкости}}$

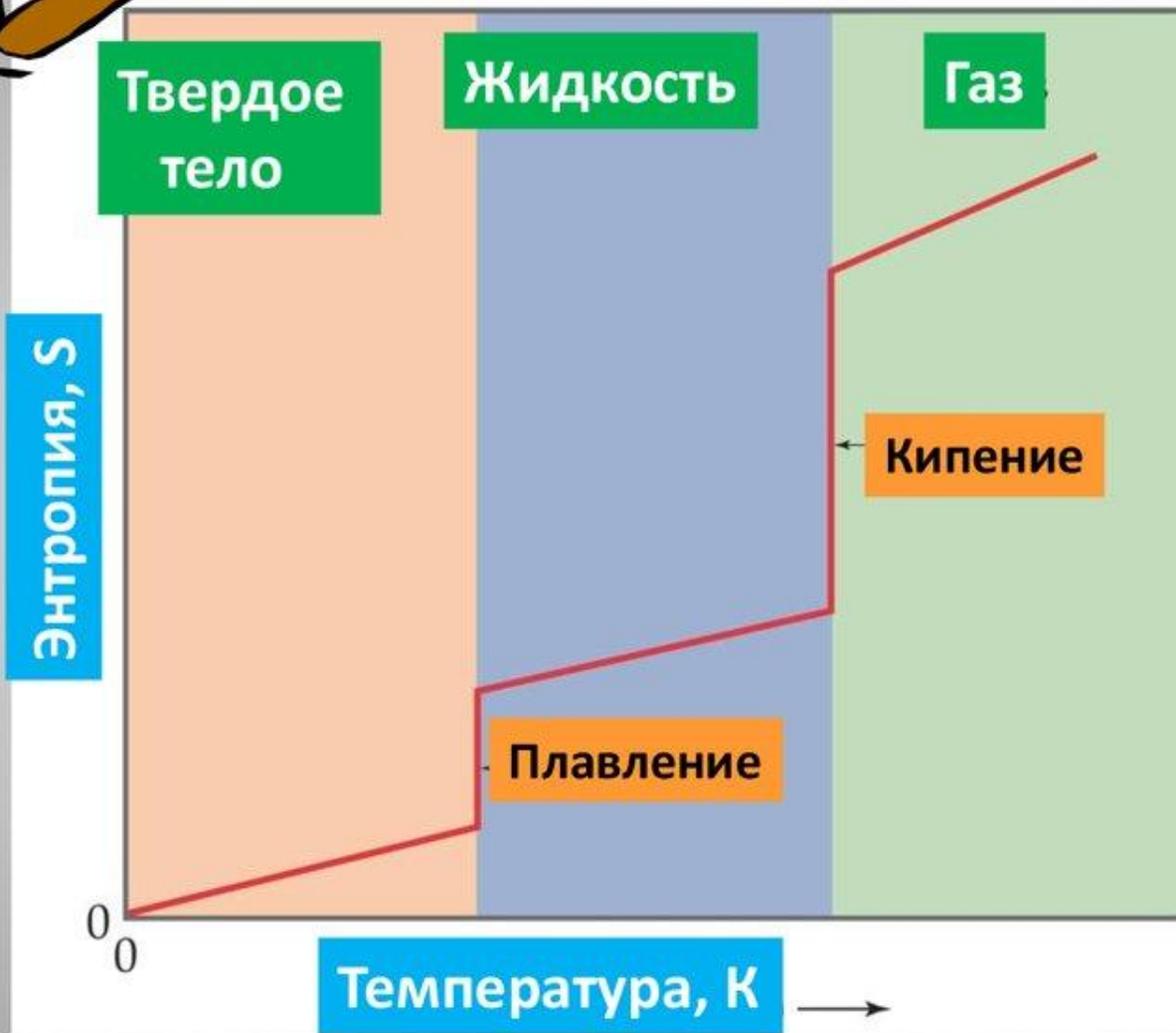
<

$S_{\text{газ}}$





Энтропия



*Функции состояния системы*

Ростом энтропии  $\Delta S > 0$  сопровождаются такие самопроизвольные процессы, как испарение жидкости, таяние льда, растворение веществ в растворителях, т.е. процессы, которые приводят к увеличению беспорядка в системе.

Снижением энтропии  $\Delta S < 0$  сопровождаются процессы кристаллизации веществ, реакции полимеризации, поликонденсации, т.е. процессы, которые приводят к увеличению упорядоченности в системе.



## 4. Свободная энергия Гельмгольца

Свободная энергия Гельмгольца - термодинамический потенциал, убыль которого в изотермическом процессе равна работе, совершённой системой над внешними силами.

$$\Delta F = \Delta U - T\Delta S$$

## 5. Свободная энергия Гиббса (G)

Энергия Гиббса (G) - это часть потенциальной энергии реагирующих веществ, которая может быть использована для осуществления полезной работы.

При протекании изобарно-изотермических

процессов:

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

## Анализ уравнения:

1 Энтальпийный фактор  $\Delta H$ . Определяет стремление системы снизить свою энергию за счет образования сложных частиц из более простых, при этом совершается полезная работа.

2 Энтропийный фактор  $T\Delta S$ . Определяет стремление системы к хаотичному неупорядоченному состоянию за счет распада сложных частиц на более простые и распределению их по всему объему системы.



**Величина  $\Delta G$  служит критерием возможности самопроизвольного протекания процессов.**

**Процесс протекает самопроизвольно, если  $\Delta G < 0$ .**

**При  $\Delta G > 0$ , процесс самопроизвольно не протекает.**

**Если  $\Delta G = 0$ , то в системе установилось состояние равновесия.**





## Влияние температуры на величину $\Delta G$ :



**1. При  $\Delta H > 0$ ,  $\Delta S > 0$ , процесс протекает самопроизвольно только при высоких температурах.**

**2. При  $\Delta H > 0$ ,  $\Delta S < 0$ , процесс самопроизвольно не протекает ни при каких температурах.**

**3. При  $\Delta H < 0$ ,  $\Delta S > 0$ , процесс самопроизвольно протекает при любых температурах.**

**4. При  $\Delta H < 0$ ,  $\Delta S < 0$ , процесс самопроизвольно протекает только при низких температурах.**

## 6. Химический потенциал( $\mu$ )

Химический потенциал какого-либо вещества в системе равен отношению энергии Гиббса ( $G$ ) к количеству вещества ( $n$ ).

$$\mu = G(x)/n(x), \quad \text{отсюда} \quad G(x) = n(x) \cdot \mu(x).$$

Если система состоит из нескольких веществ  $x_1, x_2, x_3, \dots$ ,

то:  $G = n(x_1) \cdot \mu(x_1) + n(x_2) \cdot \mu(x_2) + n(x_3) \cdot \mu(x_3) + \dots$

Для вещества, находящегося в растворе,  $\mu$  зависит от концентрации раствора, и природы растворителя.

Уравнением изотермы:

$$\mu(x) = \mu^0(x) + R \cdot T \cdot \ln C(x), \quad \text{где}$$

$\mu(x)$ - химический потенциал [Дж · моль<sup>-1</sup>];

$\mu^0(x)$ - стандартный химический потенциал;

$C(x)$  - молярная концентрация вещества  $x$  [моль · дм<sup>-3</sup>].

С увеличением концентрации вещества в системе  $\mu$  увеличивается, т.е.  $\Delta \mu(x) > 0$ , а с уменьшением - снижается, т.е.  $\Delta \mu(x) < 0$ .



# **Термохимия. Второй закон термодинамики. Химическое равновесие**

- **Основные понятия.**
- **Закон Гесса и его следствия.**
- **Второй закон термодинамики.**
- **Химическое равновесие.**



**Химическая реакция как термодинамический процесс, заключается в превращении одних веществ в другие за счет изменения состава и (или) строения.**

**Для физико-химических процессов действует закон сохранения массы, установленный М.В. Ломоносовым ( $m_1 = m_2$ ).**

**Термохимическое уравнение -**  
условное изображение физико-  
химического процесса.



## Особенности термохимических уравнений:

1. Уравнения записываются с учетом ТД функций состояния системы ( $\Delta H$ ,  $\Delta S$ ).
2. Учитывается 1 моль вещества, поэтому возможны дробные коэффициенты.
3. Указываются агрегатные состояния веществ.
4. С ТХ уравнениями могут производиться обычные алгебраические действия.

Пример:  $\frac{1}{2} \text{N}_{2(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)} = \text{NO}_{(g)}, \Delta H > 0.$



## 1. Основные понятия термохимии

**Тепловой эффект ( $Q$ , кДж·моль<sup>-1</sup>) - энергия, которая выделяется или поглощается в форме теплоты, при необратимом протекании физико-химического процесса при условии:  $T, p = \text{const}$  или  $p, V = \text{const}$ , система совершает только работу расширения ( $A' = 0$ ).**

**Если процесс проводится в автоклаве ( $V = \text{const}$ ) тепловой эффект равен приращению внутренней энергии:  $Q_v = \Delta U$ .**

**Если процесс проводится в открытой системе ( $p = \text{const}$ ) тепловой эффект равен приращению энтальпии:  $Q_p = \Delta H$ .**



## *Основные понятия термохимии*

**Стандартный тепловой эффект - теплота физико-химического процесса, протекающего в стандартных условиях:  $T=298\text{K}$ ,  $p=101,3\text{ кПа}$ .**

**При этом твердые и жидкие вещества находятся в устойчивой модификации, газы близки к состоянию идеального газа.**

**Стандартные тепловые эффекты экспериментально определены и приводятся в специальных справочниках.**



## Закон Гесса

Частным выражением 1-го начала термодинамики применительно к химическим процессам является закон Гесса (1840 г):

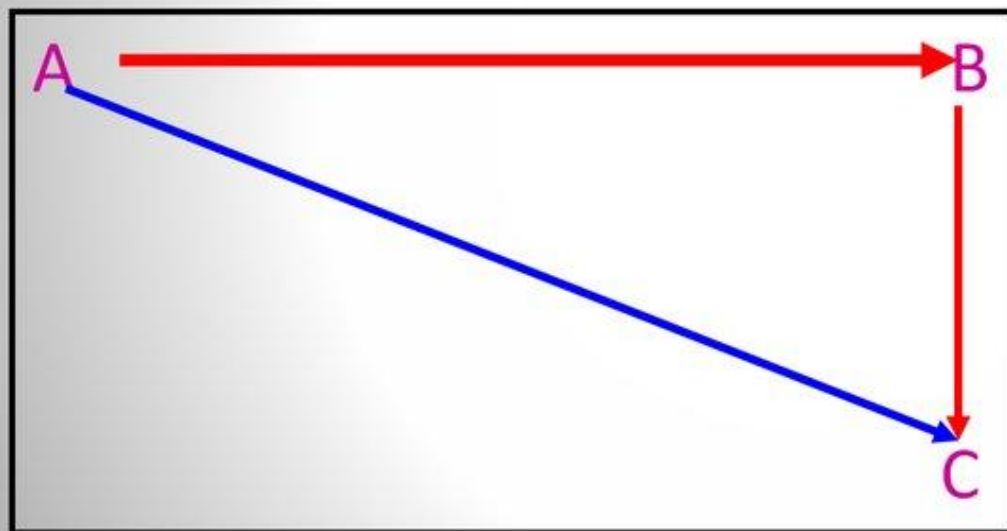
*Приращение энтальпии (тепловой эффект) химического процесса в изобарно-изотермических условиях зависит только от природы и состояния реагентов и продуктов реакции и не зависит от пути протекания реакции.*

## Приращение энтальпии ( $\Delta H$ )

$$\Delta H = H_2 - H_1$$



Энтальпия является функцией состояния.



Приращение энтальпии не зависит от пути процесса.



## Приращение энтальпии ( $\Delta H$ )

В реакции:

$$\Delta H = H_{\text{продукты}} - H_{\text{реагенты}}$$

$\Delta H > 0$  - теплота поглощается,

$\Delta H < 0$  - теплота выделяется.

Окружающая среда

Система

Теплота

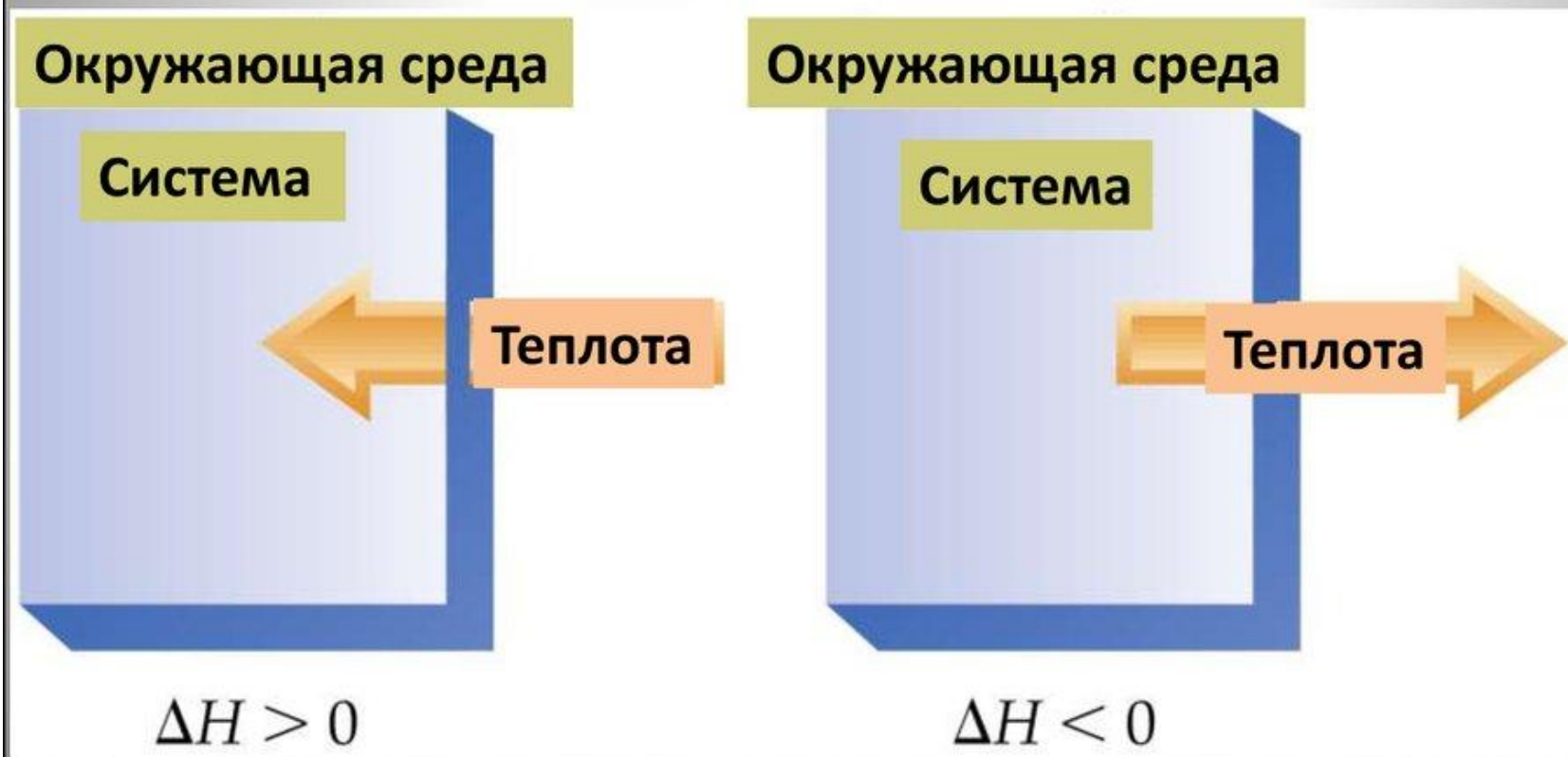
$$\Delta H > 0$$

Окружающая среда

Система

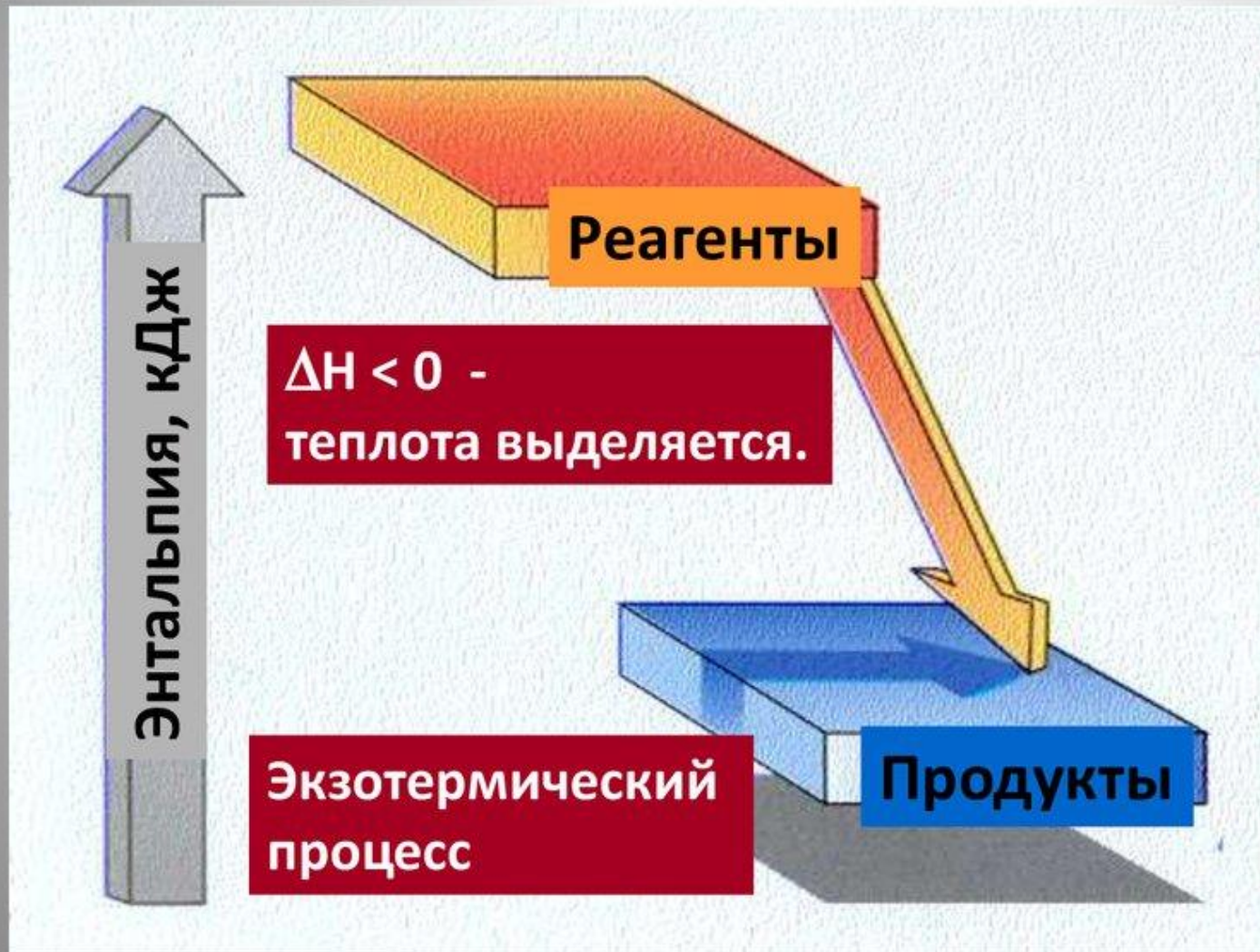
Теплота

$$\Delta H < 0$$

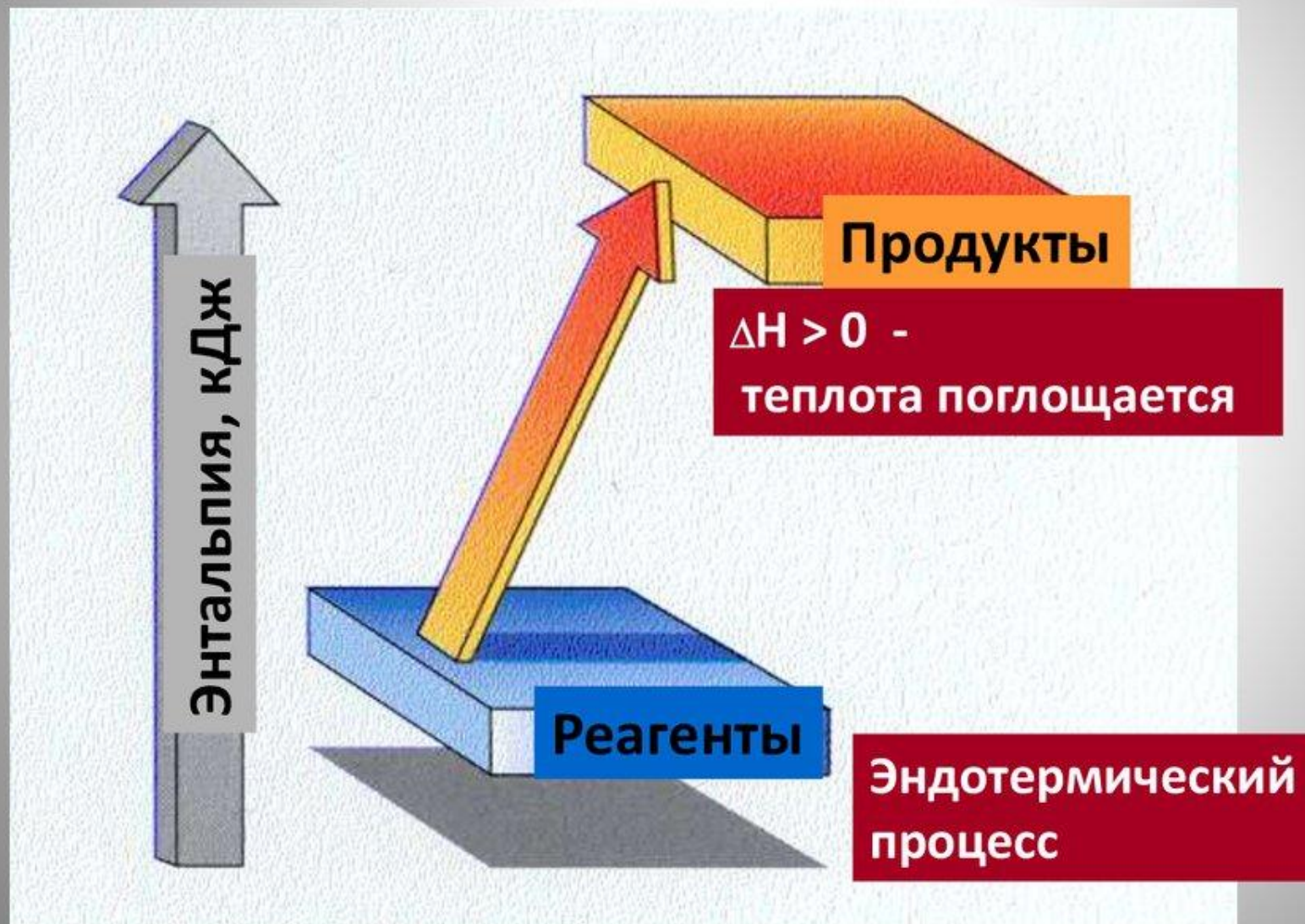




Энергия **выделяется**  $\Rightarrow$  **Экзотермическая** реакция



Энергия поглощается  $\Rightarrow$  Эндотермическая реакция





*Закон Гесса:*

Из первого закона термодинамики:

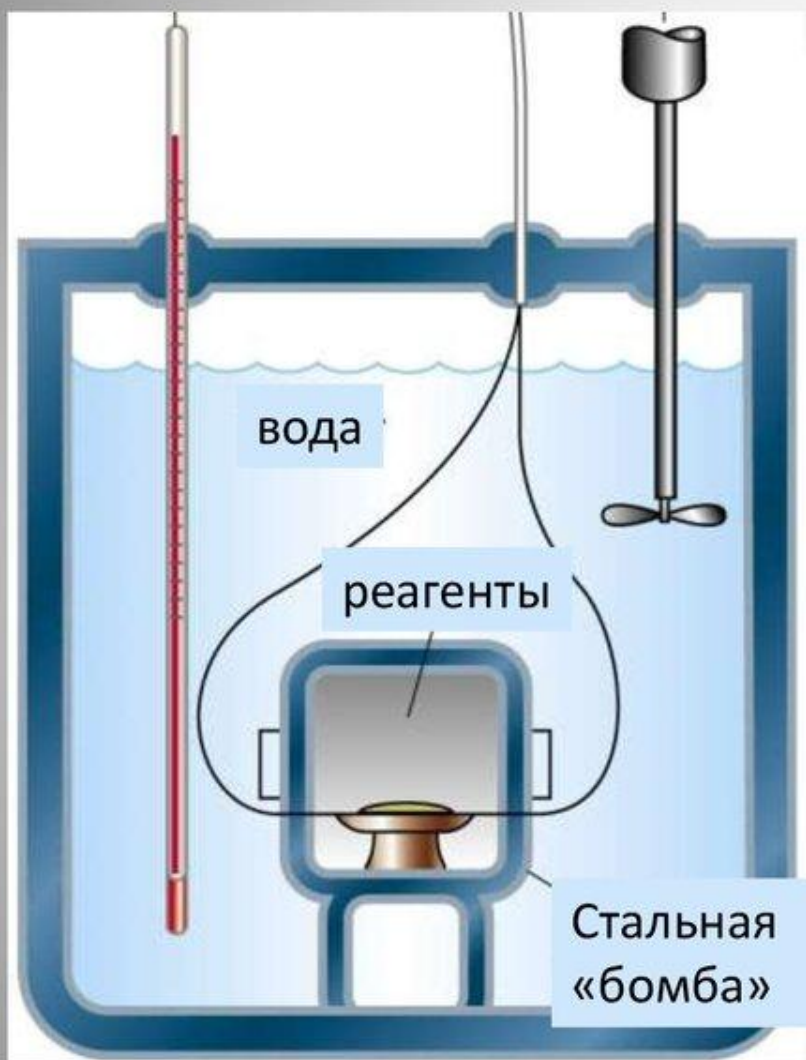
$$\Delta U_{\text{система}} = -\Delta U_{\text{среда}}$$



**Каждому экзотермическому процессу  
соответствует эндотермический процесс.**

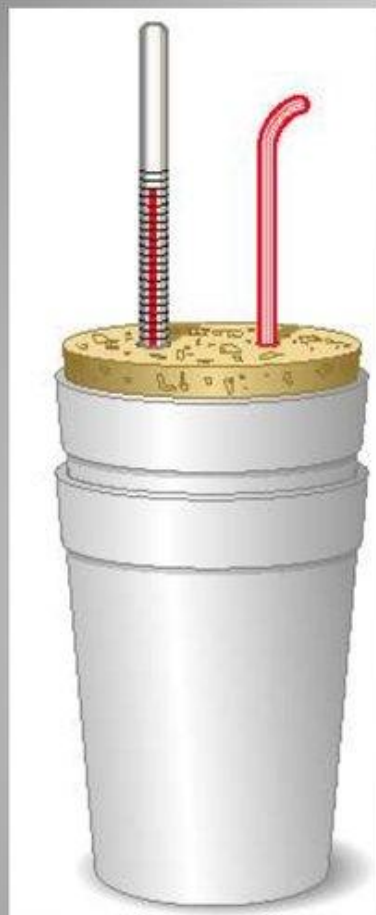
**Расчеты тепловых эффектов реакций ( $\Delta H^0_{\text{х.р.}}$ ) по термохимическим уравнениям производят либо по теплотам образования веществ, либо по теплота их сгорания, которые определены экспериментально и являются табличными величинами.**





**Калориметр** (от лат. *calor* - тепло и *metor* - измерять) прибор для измерения количества теплоты, выделяющейся или поглощающейся в каком-либо физическом, химическом или биологическом процессе.

**Калориметр**



Энтальпия образования вещества (теплота образования) – это тепловой эффект реакции образования 1 моля вещества из простых веществ, обозначается:  
 $\Delta H_{\text{обр}}(X)$  [кДж · моль<sup>-1</sup>].

Калориметр



**Энтальпия образования, измеренная при стандартных условиях, называется стандартной энтальпией образования и является справочной величиной, обозначается:**

$$\Delta H^{\circ}_{\text{обр}}(X) \quad [\text{кДж} \cdot \text{моль}^{-1}].$$

**Для простых веществ стандартная энтальпия образования = 0.**

$$\Delta H^{\circ}_{\text{обр}}(\text{простых веществ}) = 0$$



## Первое следствие закона Гесса

*Тепловой эффект процесса равен алгебраической сумме энтальпий образования продуктов за вычетом алгебраической суммы энтальпий образования реагентов с учетом их стехиометрических коэффициентов.*

$$\Delta H^0_{\text{проц.}} = \sum n \Delta H^0_{\text{обр}}(\text{прод}) - \sum n \Delta H^0_{\text{обр}}(\text{реагент}),$$

$\Delta H^0_{\text{проц.}} [\text{кДж} \cdot \text{моль}^{-1}].$



Задача 1. При взаимодействии кристаллического оксида алюминия и газообразного оксида серы(VI) получен кристаллический сульфат алюминия. Составьте термохимическое уравнение реакции, вычислите тепловой эффект, укажите тип реакции: экзо- или эндотермическая.

1. Составляем уравнение реакции:  $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{SO}_3 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
2. Из справочника выписываем значения  $\Delta_f H^\circ_{298}$  для веществ, входящих в уравнение реакции:  
 $\Delta_f H(\text{Al}_2\text{O}_3, \text{к}) = -1669,8$  кДж/моль;  $\Delta_f H(\text{SO}_3, \text{г}) = -396,1$  кДж/моль;  
 $\Delta_f H(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3, \text{к}) = -3442,0$  кДж/моль.
3. Вычисляем тепловой эффект реакции:  
$$\Delta_r H^\circ = \Delta_f H(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3, \text{к}) - [\Delta_f H(\text{Al}_2\text{O}_3, \text{к}) + 3\Delta_f H(\text{SO}_3, \text{г})] =$$
$$-3442,0 - (-1669,8 + 3 \cdot (-396,1)) = -583,9 \text{ (кДж)}$$
4. Записываем термохимическое уравнение реакции:  
 $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{SO}_3(\text{г}) = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{к}), \Delta_r H^\circ = -583,9 \text{ кДж}$
5.  $\Delta_r H < 0$ , следовательно реакция экзотермическая, протекает с выделением тепла.

Задача 2. Учитывая термохимическое уравнение реакции:



найдите массу фтора, вступившего в реакцию, если количество выделившейся теплоты составило 429,76 кДж.

1. Находим количество вещества фтора, которое вступило в реакцию:

по ур-нию р-ции: 1 моль  $\text{F}_2$  – 537,2 кДж

фактически:  $x$  моль  $\text{F}_2$  – 429,76 кДж, откуда

$$x = 429,76/537,2 = 0,8 \text{ моль } (\text{F}_2)$$

2. Находим массу фтора, вступившего в реакцию:

$$M = m/n; \quad m = M \cdot n;$$

$$m(\text{F}_2) = 38 \text{ г/моль} \cdot 0,8 \text{ моль} = 30,4 \text{ г}$$

Ответ:  $m(\text{F}_2) = 30,4 \text{ г}$



$\Delta H^{\circ}_{\text{обр}}$ : 87.9 кДж/моль 0 кДж/моль -393.5 кДж/моль -296.8 кДж/моль



Каждое значение  $\Delta H^{\circ}$  должно быть умножено на количество моль вещества в уравнении.





$\Delta H^{\circ}_{\text{обр}}$ :      87.9 кДж/моль      0 кДж/моль      -393.5 кДж/моль      -296.8 кДж/моль

$$\Delta H^{\circ}_{\text{проц.}} = \sum n \Delta H^{\circ}_{\text{обр}}(\text{прод.}) - \sum n \Delta H^{\circ}_{\text{обр}}(\text{реаг.})$$

$$\Delta H^{\circ}_{\text{х.р.}} = [-393.5 + 2(-296.8)] - [87.9 + 3(0)]$$

$$\Delta H^{\circ}_{\text{х.р.}} = -1073.4 \text{ кДж}$$

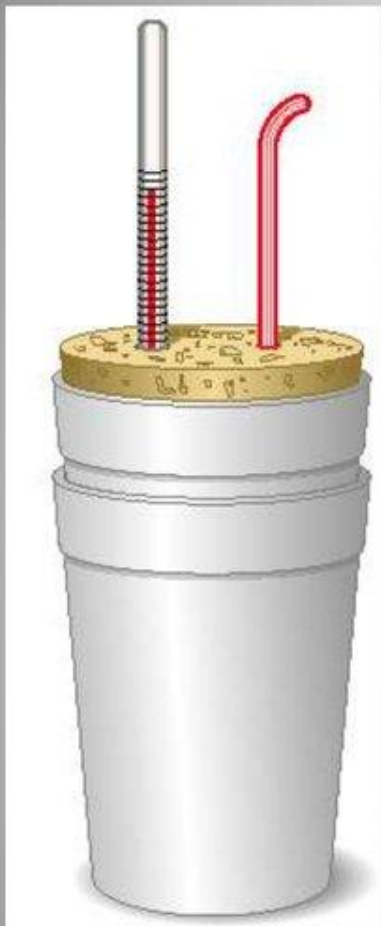
## *Закон Гесса*

**Для многих органических соединений невозможно одновременно синтезировать сложное вещество из простых и при этом определить тепловой эффект химической реакции, поэтому для них основой расчетов является энтальпия сгорания.**



Энтальпия сгорания (теплота сгорания) – тепловой эффект реакции сгорания 1 моля вещества до высших оксидов, обозначается:

$\Delta H_{\text{сгор.}}(X)$  [кДж · моль<sup>-1</sup>].



Калориметр





Энтальпия сгорания, измеренная при стандартных условиях, называется стандартной, обозначается  $\Delta H^{\circ}_{\text{сгор.}}(X)$  [кДж · моль<sup>-1</sup>].

Энтальпии сгорания высших оксидов равны 0.

**Второе следствие закона Гесса:**

**Тепловой эффект химического процесса равен алгебраической сумме энтальпий сгорания реагентов за вычетом алгебраической суммы энтальпий сгорания продуктов с учетом их стехиометрических коэффициентов.**

$$\Delta H^0_{\text{проц.}} = \sum n \Delta H^0_{\text{сгор}}(\text{реаг.}) - \sum n \Delta H^0_{\text{сгор}}(\text{прод.}), [\text{кДж} \cdot \text{моль}^{-1}]$$



**Задача 2. Рассчитать тепловой эффект реакции спиртового брожения глюкозы, исходя из стандартных энтальпий сгорания:**



$$\Delta H^0_{\text{сгор}}(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 (\text{к})) = - 2815,78 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1}$$

$$\Delta H^0_{\text{сгор}}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ж})) = - 1366,9 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1}$$

**Решение:** по второму следствию закона Гесса:

$$\Delta H^0_{\text{х.р.}} = \Delta H^0_{\text{сгор}}(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 (\text{к})) - 2\Delta H^0_{\text{сгор}}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ж})) = - 82 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1}.$$

**Реакция экзотермическая.**





## **Второе начало термодинамики**

**Второй закон термодинамики устанавливает направление протекания самопроизвольных процессов.**

*Второе начало термодинамики*

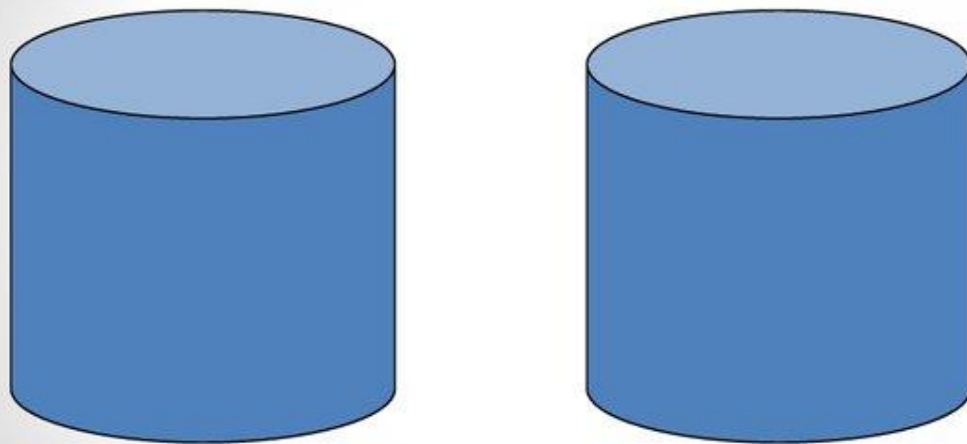


**Существуют различные равнозначные по смыслу формулировки 2-го начала термодинамики.**

**М.В. Ломоносов (1850),**

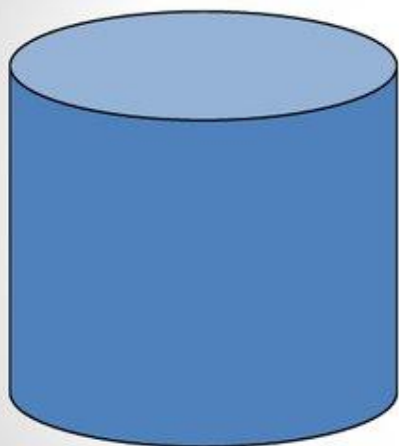
**Р. Клаузиус, (1850): *теплота не может переходить сама собой от более холодного тела к более теплomu.***

## *Второе начало термодинамики*

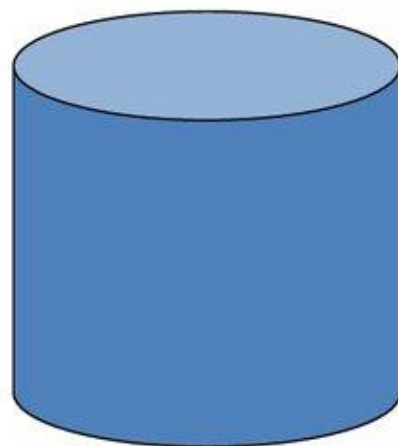




*Второе начало термодинамики*

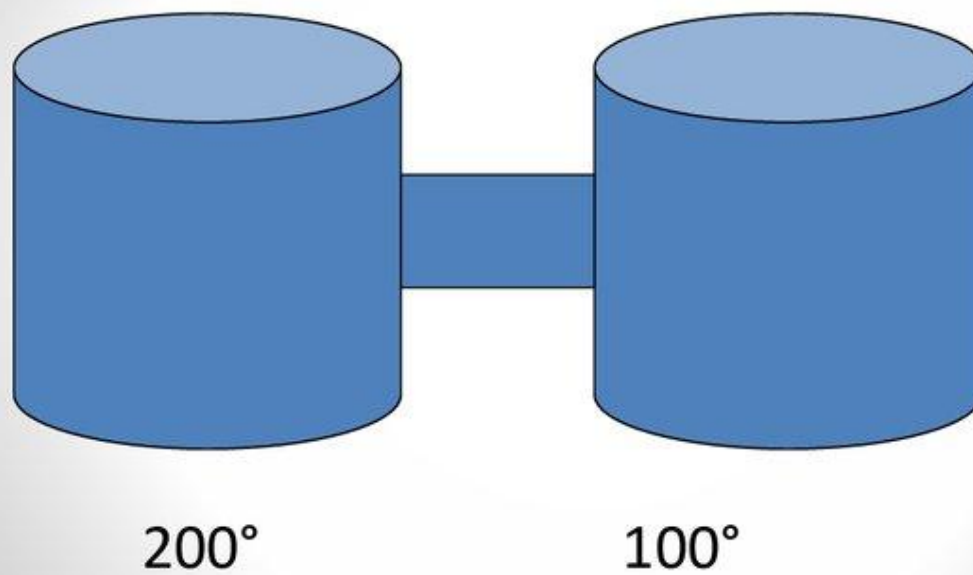


200°

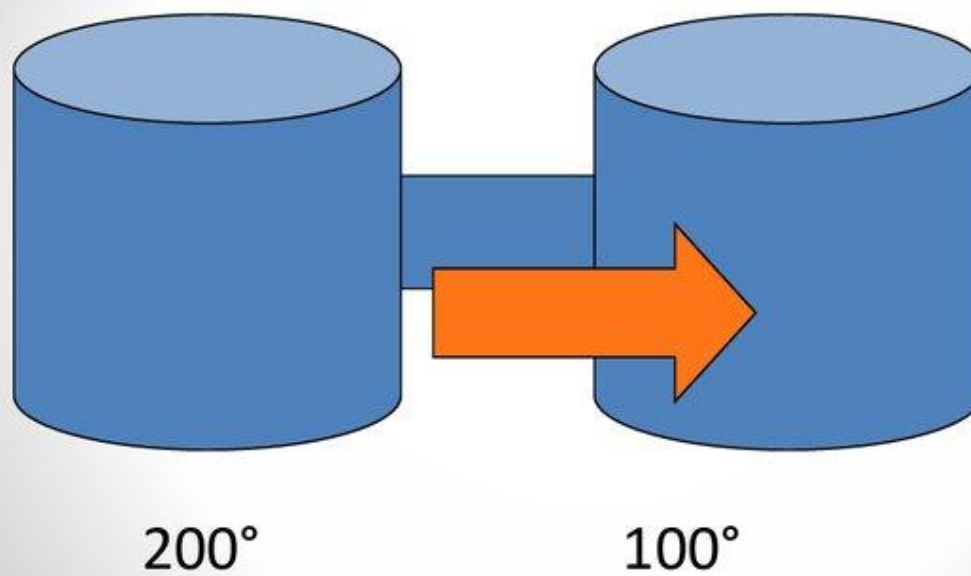


100°

## *Второе начало термодинамики*

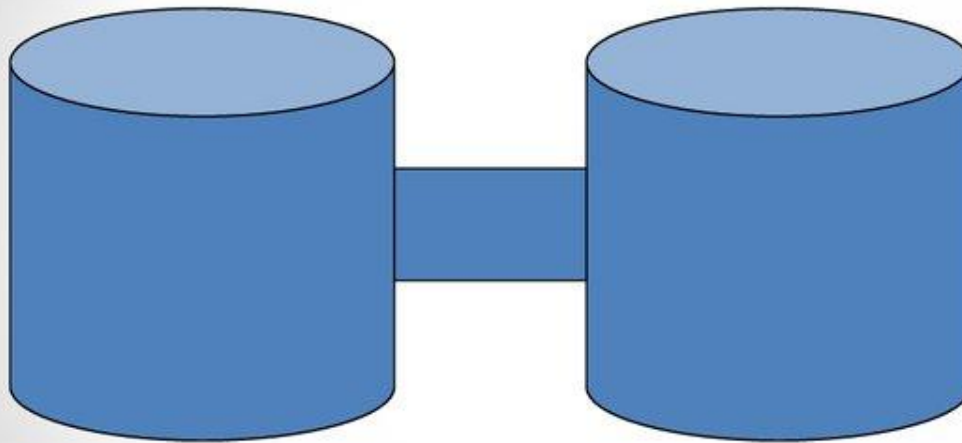


## *Второе начало термодинамики*



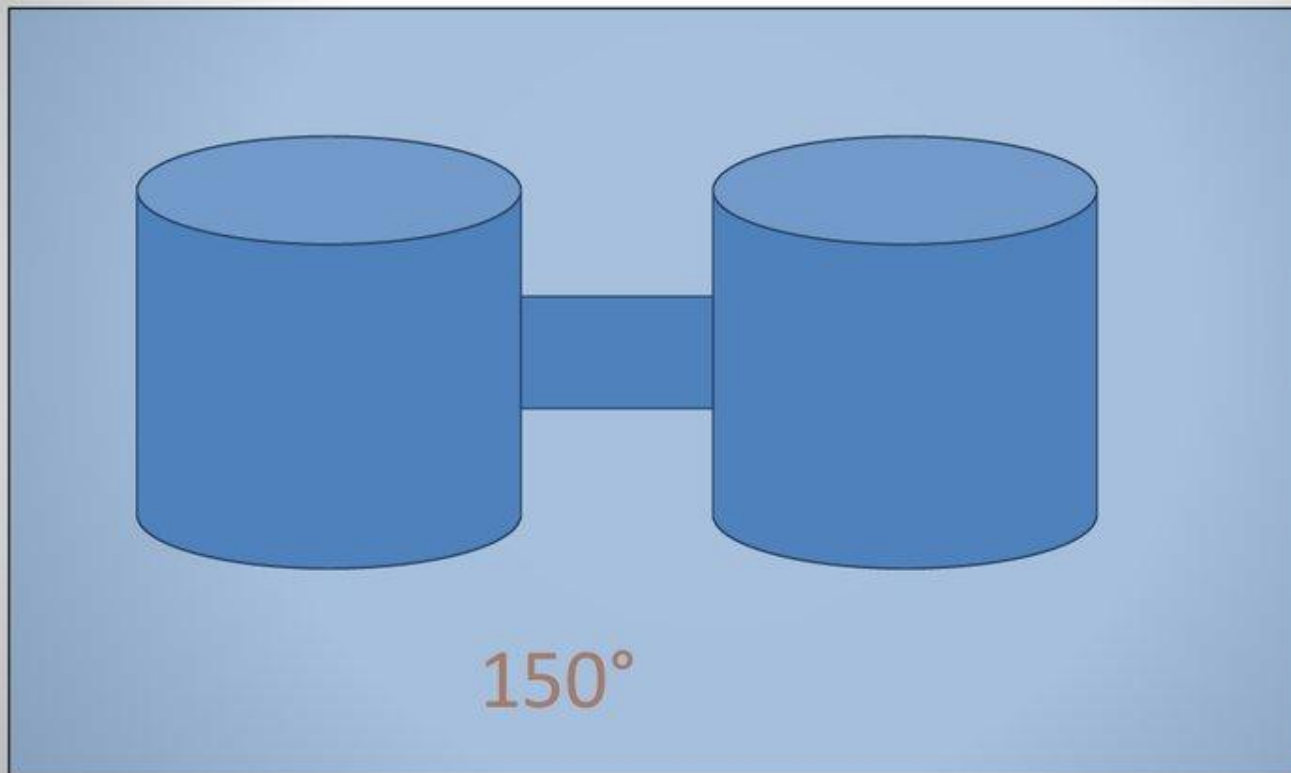


*Второе начало термодинамики*



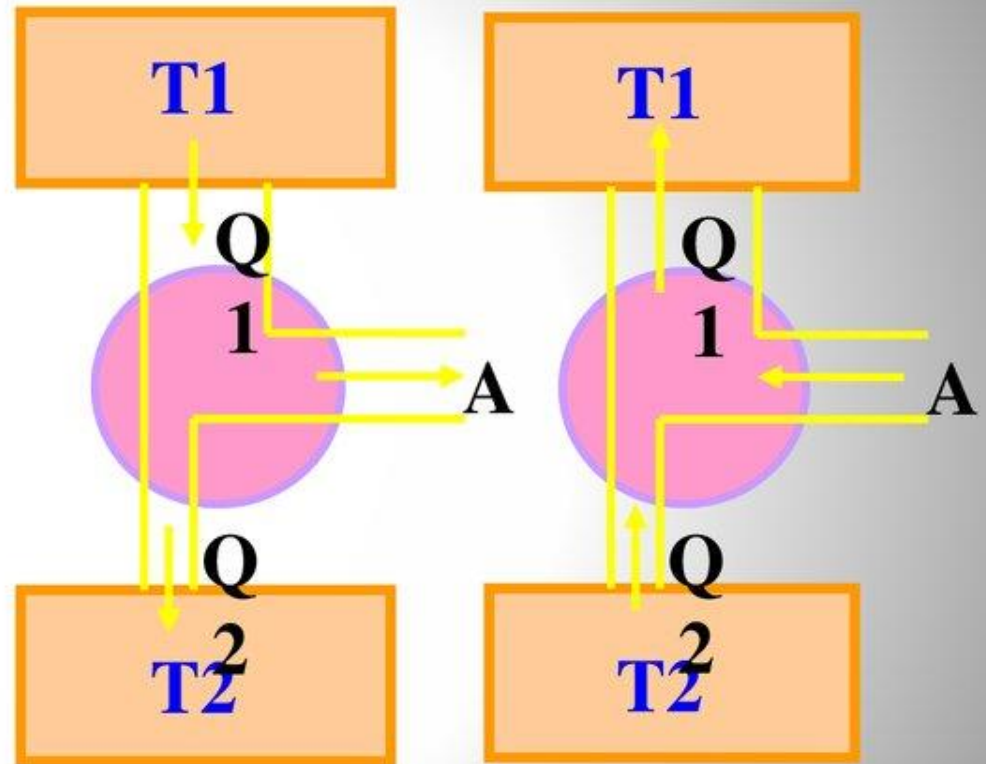
150°

## *Второе начало термодинамики*



Второе начало термодинамики

У. Кельвин (1854):  
Никакая тепловая машина не может полностью превратить тепло в работу: часть его обязательно должна быть отдана холодильнику.





**В. Освальд (1888):**  
**Невозможен вечный  
двигатель второго  
рода, т.е. невозможно  
полное превращение  
теплоты в работу.**



*Второе начало термодинамики*

Для **изолированной системы** (при  $E=const$ ,  $V=const$ ) критерием самопроизвольности процесса является **энтропия (S)**.

Процесс протекает самопроизвольно, если  $\Delta S > 0$ .

Протекает обратный процесс, если  $\Delta S < 0$

В момент равновесия  $\Delta S = 0$ .

## *Второе начало термодинамики*

**Для процессов, протекающих при  $p=\text{const}$  и  $T=\text{const}$ , роль термодинамического потенциала выполняет энергия Гиббса (изобарно-изотермический потенциал),**

**а в случае процессов, протекающих при  $V=\text{const}$  и  $T=\text{const}$  – энергия Гельмгольца  $\Delta F$  (изохорно-изотермический потенциал).**



**В условиях постоянной температуры и давления самопроизвольно могут протекать только такие процессы, при которых система способна совершать работу против внешних сил, то есть для которых изменение энергии Гиббса – величина отрицательная.**



**Математическое выражение 2-го начала термодинамики:**

$$\Delta G^0_{\text{пр.}} = \sum n \Delta G^0_{\text{обр.}}(\text{прод}) - \sum n \Delta G^0_{\text{обр.}}(\text{реагент}),$$

$$\Delta G^0_{\text{пр.}} = \Delta H^0 - T \Delta S^0.$$



# Химическое равновесие



# Равновесное состояние -

такое состояние системы, когда при постоянных внешних условиях параметры системы не изменяются во времени.

Динамическое равновесие:



с одинаковой скоростью

## Термодинамика химического равновесия

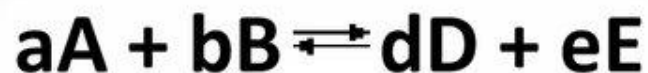
Состояние химического равновесия характеризуют законом действующих масс.

Для обратимой химической реакции вида:



при постоянных внешних условиях отношение произведения концентрации продуктов к произведению концентрации реагентов с учетом стехиометрии есть величина постоянная и называется константой химического равновесия ( $k_c$ ).

# Закон действующих масс (гомогенные системы)



- $c(A) = [A] = \text{const}$
- $c(B) = [B] = \text{const}$
- $c(D) = [D] = \text{const}$
- $c(E) = [E] = \text{const}$

$$K_c = \frac{[D]^d [E]^e}{[A]^a [B]^b}$$

Вещества в твердой фазе в уравнение не входят.



**Константа химического равновесия зависит от природы реагирующих веществ и температуры и не зависит от их концентрации.**

**Константа равновесия ( $K_c$ ) может изменяться от 0 до  $\infty$ .**

**Если  $k = 0$ , реакция не протекает;**

**$K = \infty$ , реакция идет до конца;**

**$K > 1$ , химическое равновесие смещено в сторону образования продуктов;**

**$K < 1$ , химическое равновесие смещено в сторону образования реагентов.**

# Сдвиг химического равновесия

- Анри Луи Ле Шателье (1884):
- Любое воздействие на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, вызывает в ней изменения, стремящиеся ослабить это воздействие.

# Влияние температуры

- Реакция эндотермическая
- $-Q, \Delta H > 0$
- при повышении температуры



- при понижении температуры



- Реакция экзотермическая
- $+Q, \Delta H < 0$
- при повышении температуры



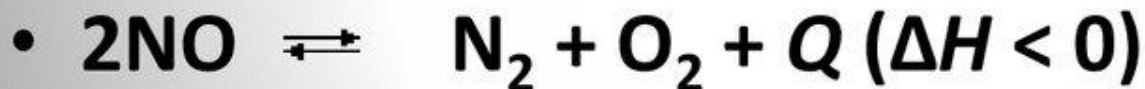
- при понижении температуры



*Принцип Ле Шателье*



- при повышении температуры



- при повышении температуры

$$K_c = f(T)$$



# Влияние концентрации

$$K_c = \frac{[D]^d [E]^e}{[A]^a [B]^b}$$

При  $V = \text{const}$ :

- Введение реагента



- Удаление реагента



- Введение продукта



- Удаление продукта



$$K_c = \text{const}$$

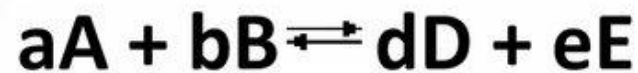
*Принцип Ле Шателье*



- при увеличении концентрации  $\text{O}_2$



# Влияние давления



$$K_c = \frac{[D]^d [E]^e}{[A]^a [B]^b}$$

$\Delta n(\text{газ.}) = 0$       давление не влияет

## Принцип Ле Шателье

- $\Delta n(\text{газ.}) > 0$
- при повышении давления



- при понижении давления



- $\Delta n(\text{газ.}) < 0$
- при повышении давления



- при понижении давления



$$K_c = \text{const}$$



# Влияние давления

- $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$
- $\Delta n(\text{газ.}) = 2 - 4 < 0$
- при повышении давления



## **Катализатор**

- **не влияет на  $K_c$**
  - **не является реагентом или продуктом**
- => не смещает химическое равновесие**
- ускоряет его достижение**

