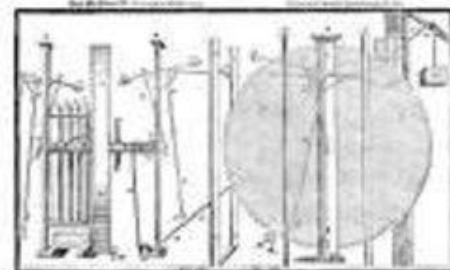




Термохимия



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 параметры : 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:

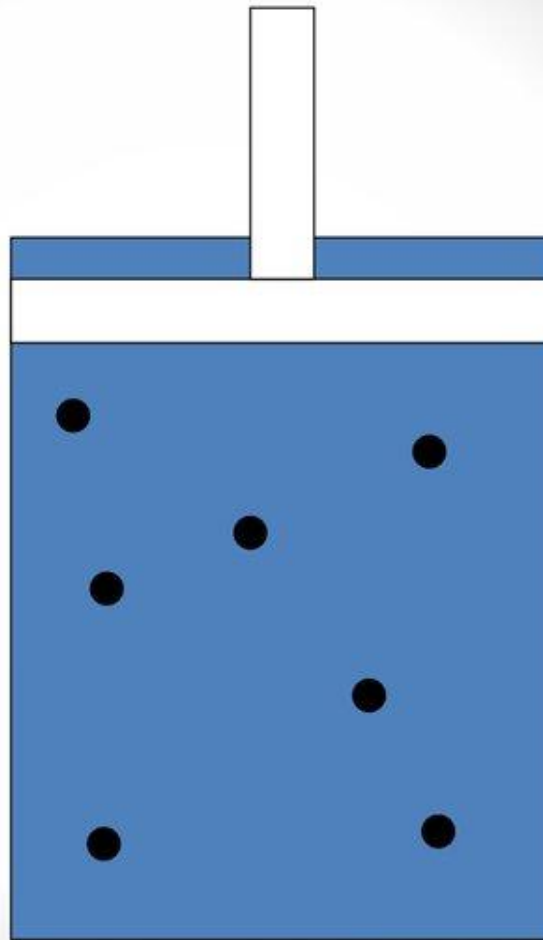
I. Энергия не возникает и не исчезает, а переходит из одной формы в другую, количественно не изменяясь.

Первый закон термодинамики

Пример:

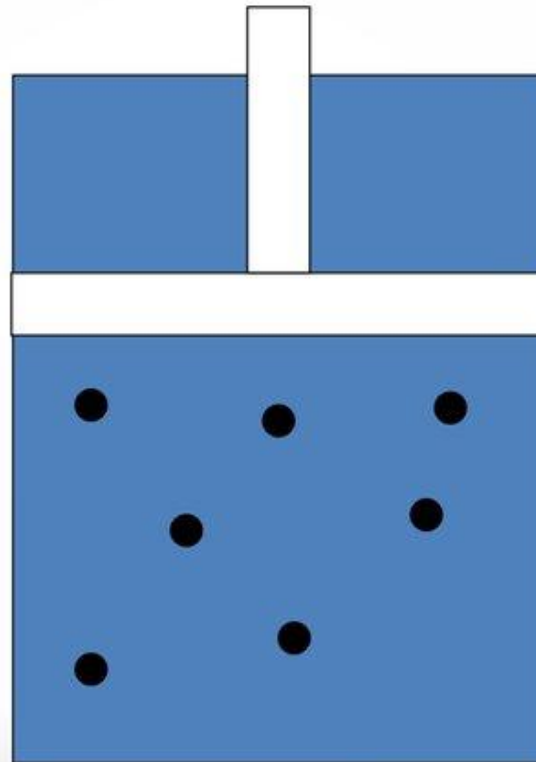
**Первая
ситуация:**

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

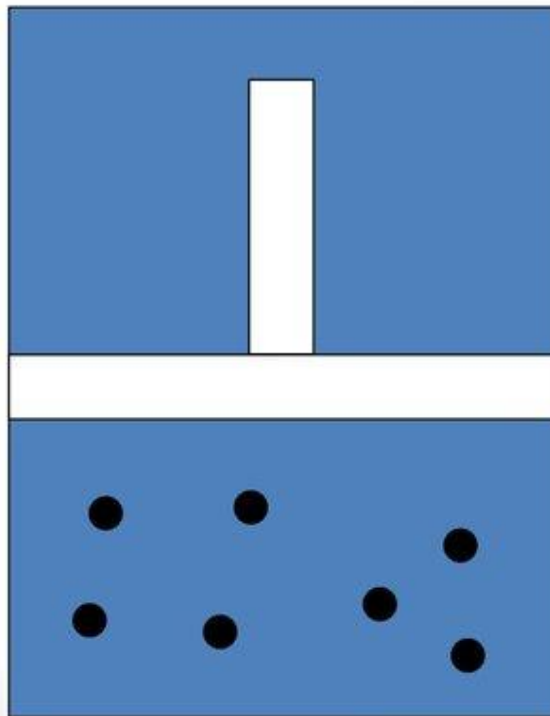


Первый закон термодинамики

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



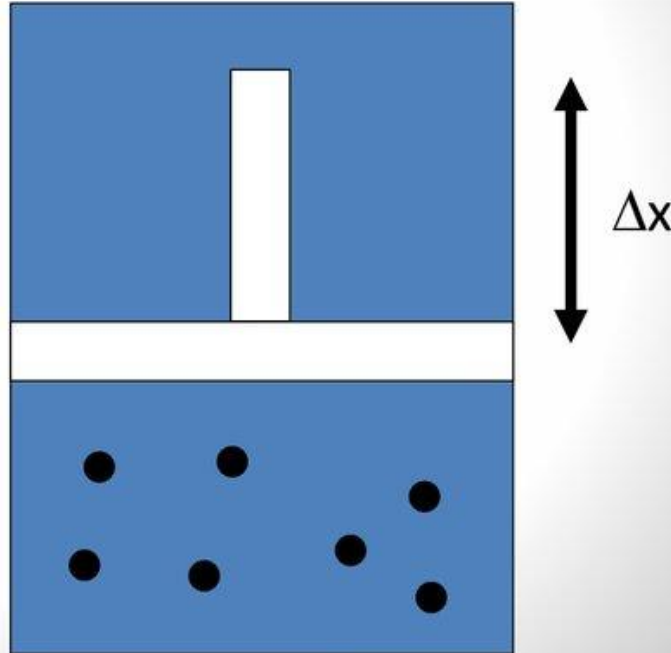
**Если цилиндр
изолирован,
температура будет
расти, атомы
будут двигаться
быстрее, а
давление
повышаться.**



Первый закон термодинамики

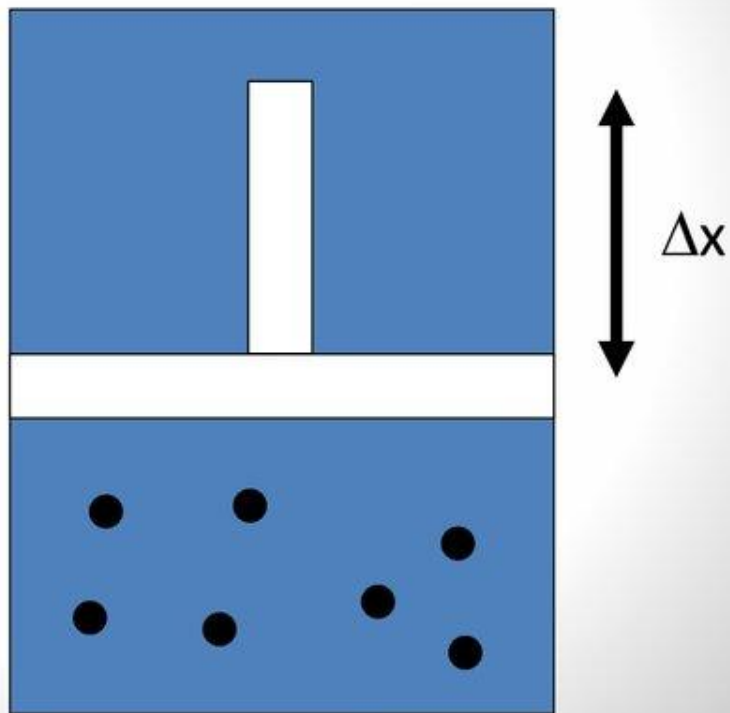
При этом
внешние силы
совершат работу
в продвижении
поршня:

$$W = P\Delta V$$



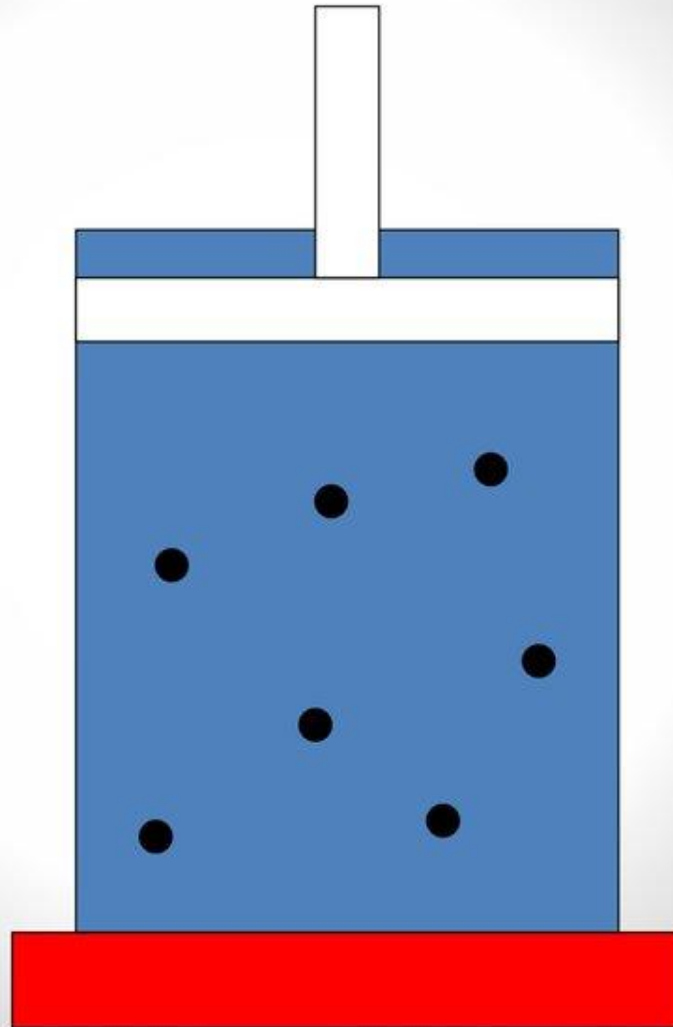
Работа,
проделанная над
газом, равна
изменению
внутренней
энергии газа:

$$W = \Delta U$$



Первый закон термодинамики

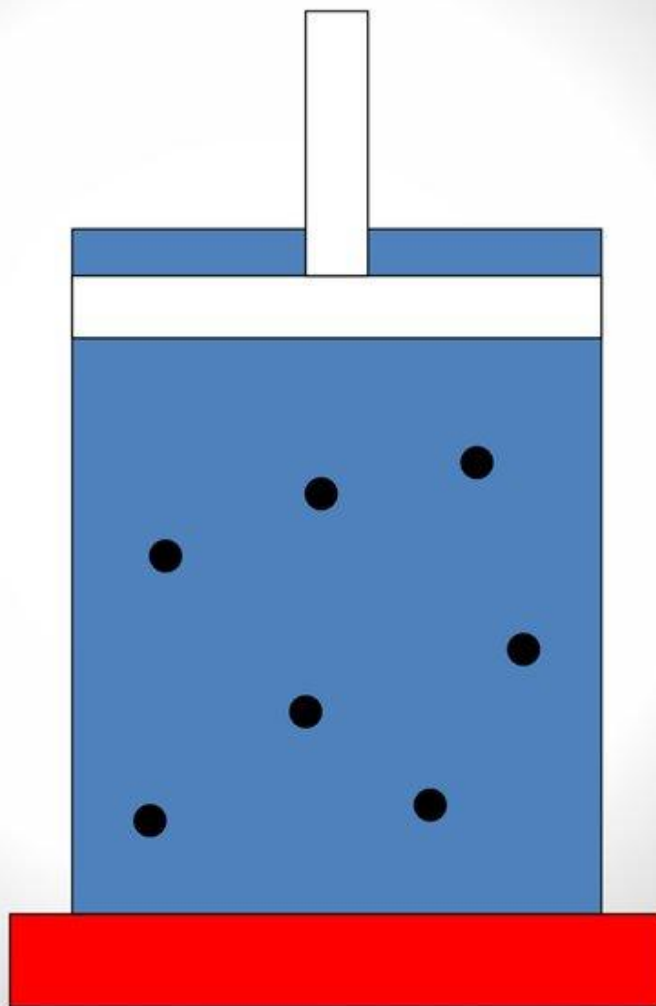
Вторая ситуация:
цилиндр
помещен на
горячую плиту.
Что произойдет с
газом?



Первый закон термодинамики

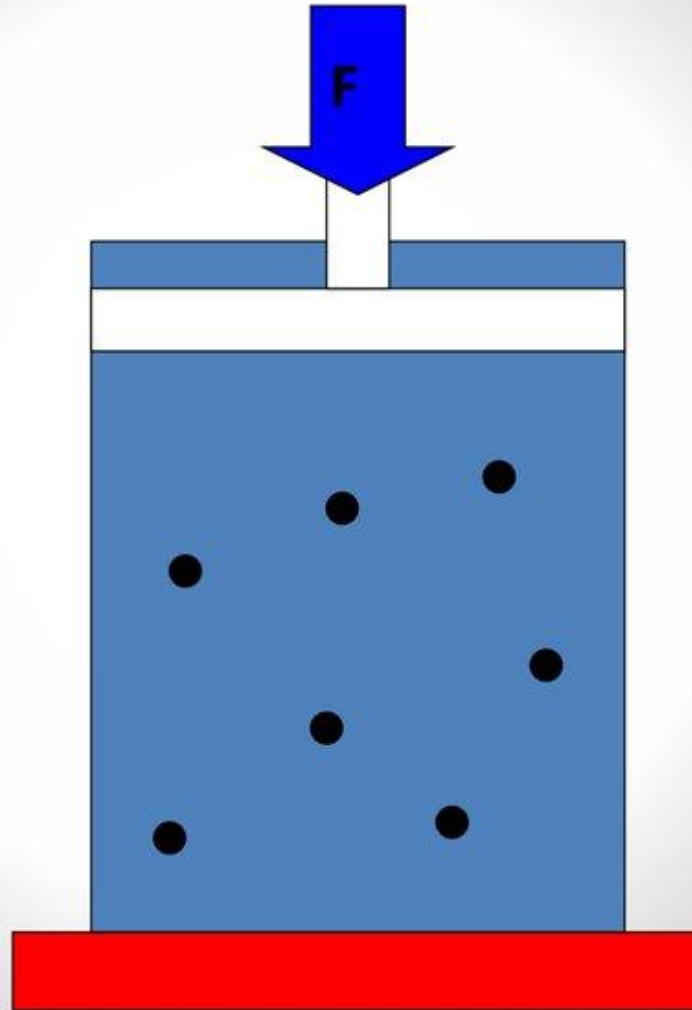
**Атомы будут
двигаться быстрее,
в системе будет
увеличиваться
внутренняя
энергия:**

$$Q = \Delta U$$



Первый закон термодинамики

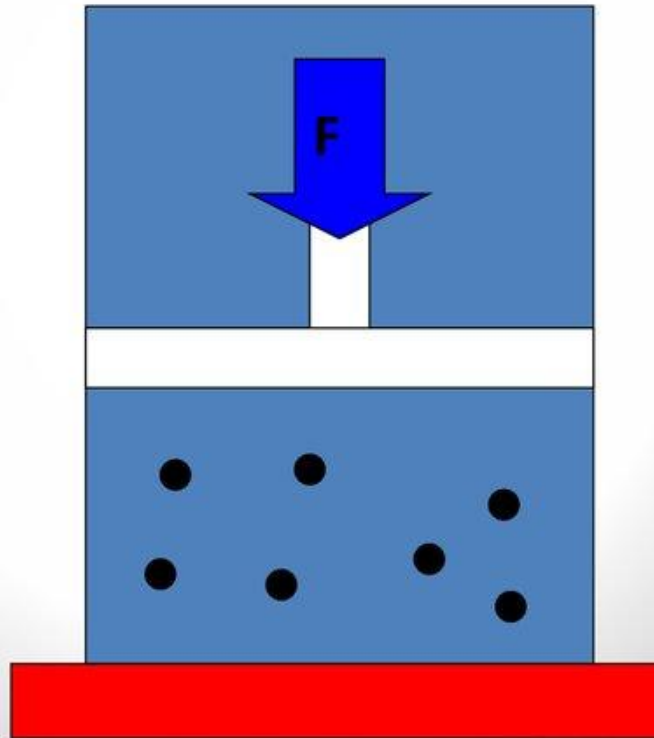
Что произойдет,
если к системе
одновременно
подвести теплоту
и продвинуть
поршень?



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

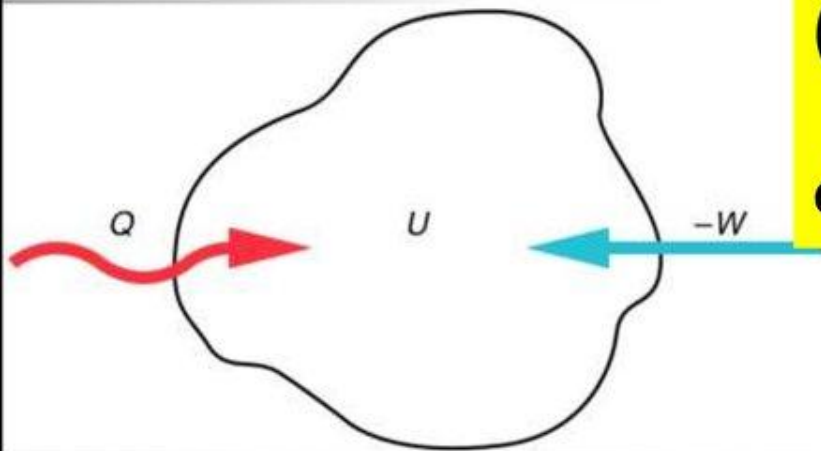
Теплота, подведенная к системе, расходуется только на увеличение внутренней энергии системы и на совершение системой работы против внешних сил.

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

(дифференциальная форма)

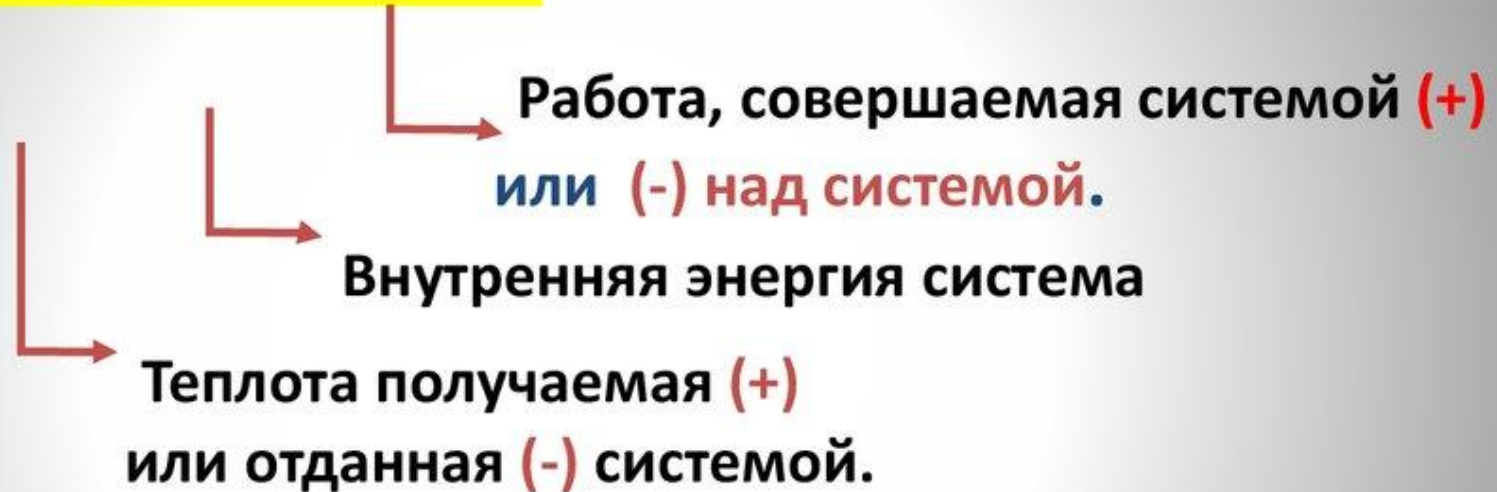
$$\pm Q = \Delta U \pm W$$

(интегральная форма)



Теплота и работа: приращение внутренней работы

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



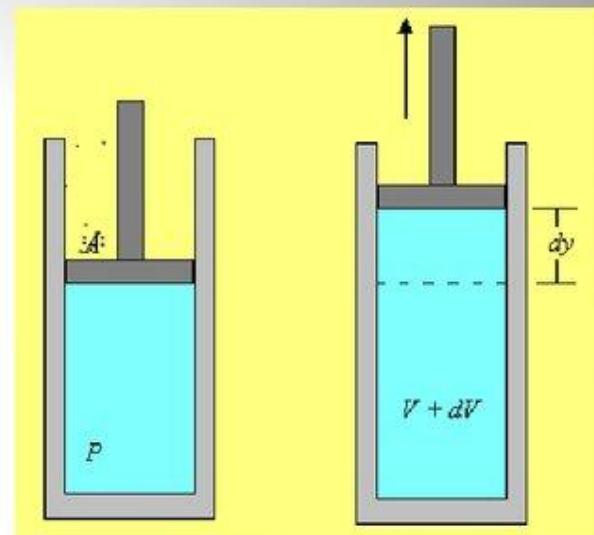
2.Энтальпия (H)

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

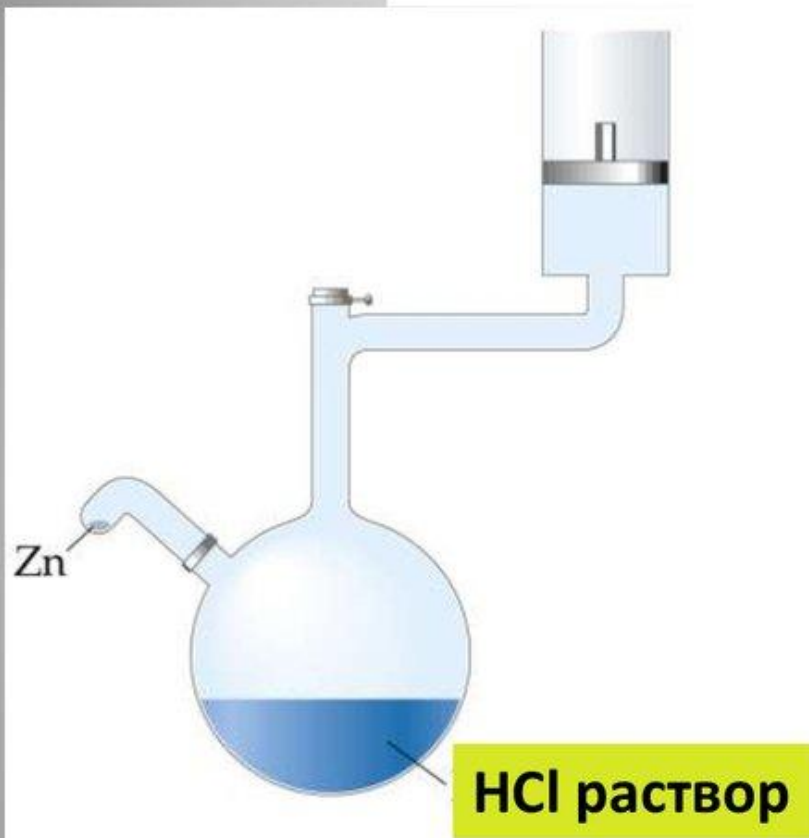
Теплота расширения в изобарном процессе:

$$W = p \cdot \Delta V, \text{ где}$$

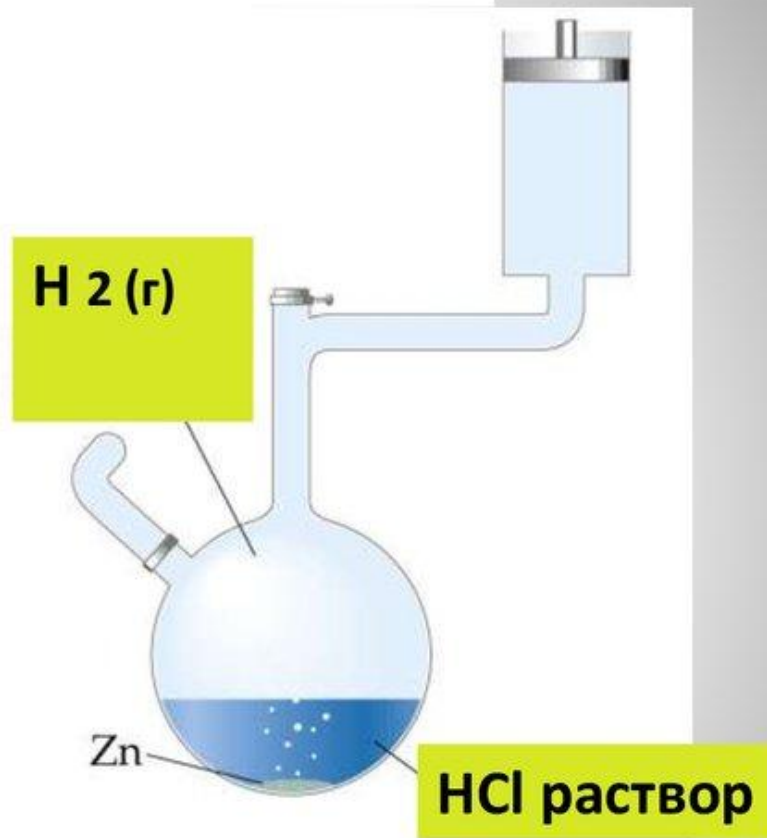
ΔV - изменение объема системы, $\Delta V = V_2 - V_1$



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 $p = \text{const}$;

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

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

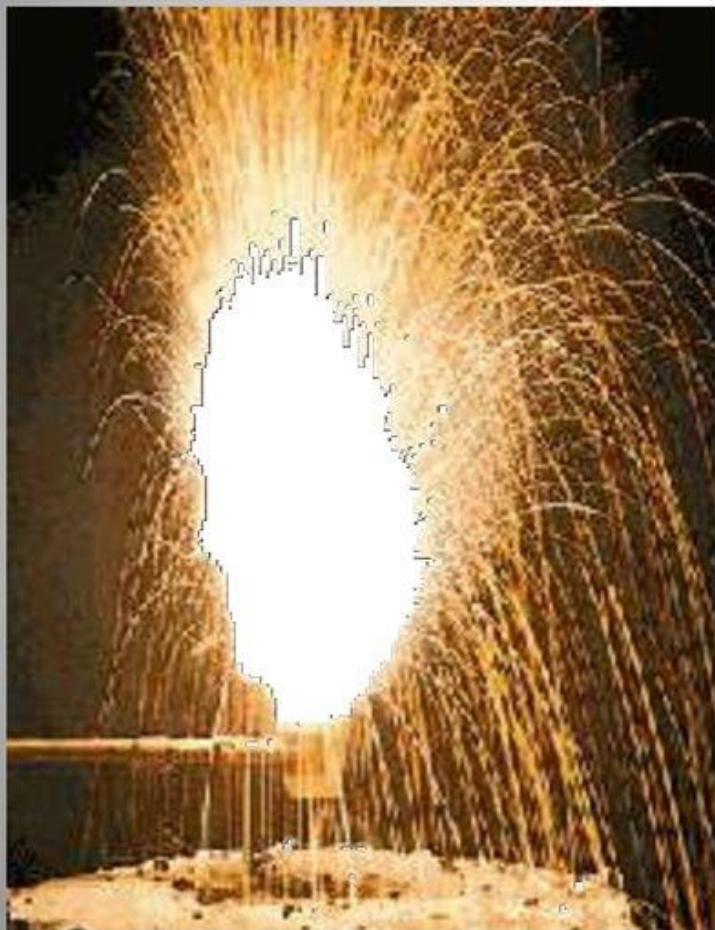
Энтальпия - это функция состояния системы, приращение которой равно теплоте, поступившей в систему в изобарном процессе.

Т.к. $\Delta H = Q_p$, $\Rightarrow \Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta V$ [кДж·моль⁻¹]

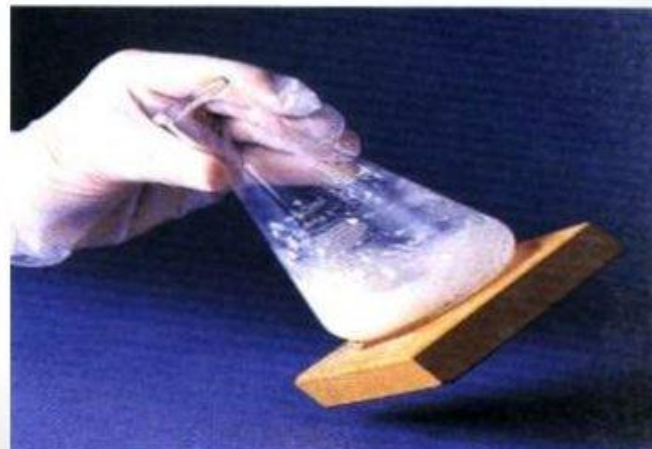
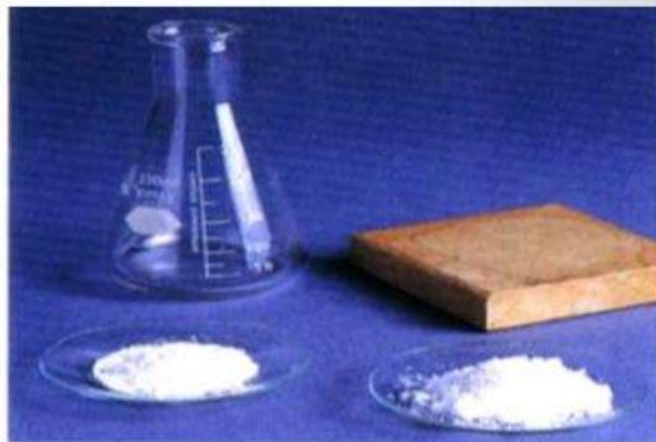
Энтальпию часто называют «тепловой функцией» или «теплосодержанием» системы.

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 (ΔS) 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,

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

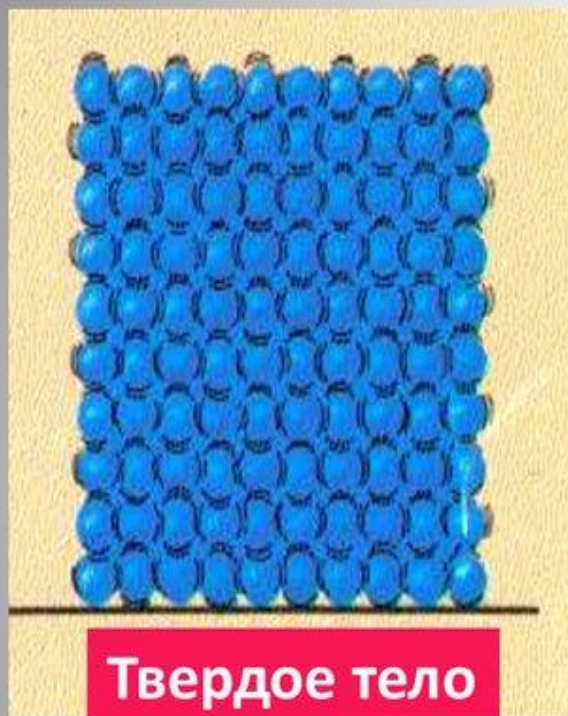
W -вероятность состояния системы, т.е. число микросостояний, которым может быть реализовано данное макросостояние.

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

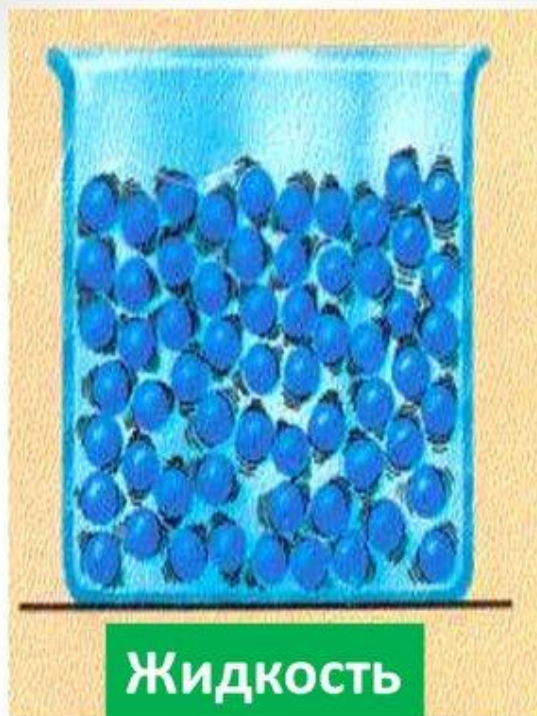
Чем выше энтропия, тем больше неупорядоченность системы.



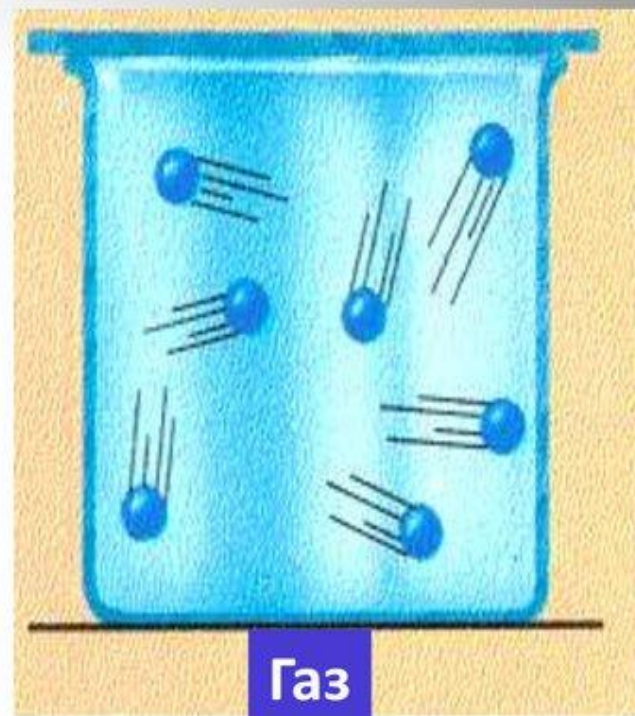
Энтропия



Твердое тело



Жидкость



Газ

$S_{\text{кристалла}}$

<

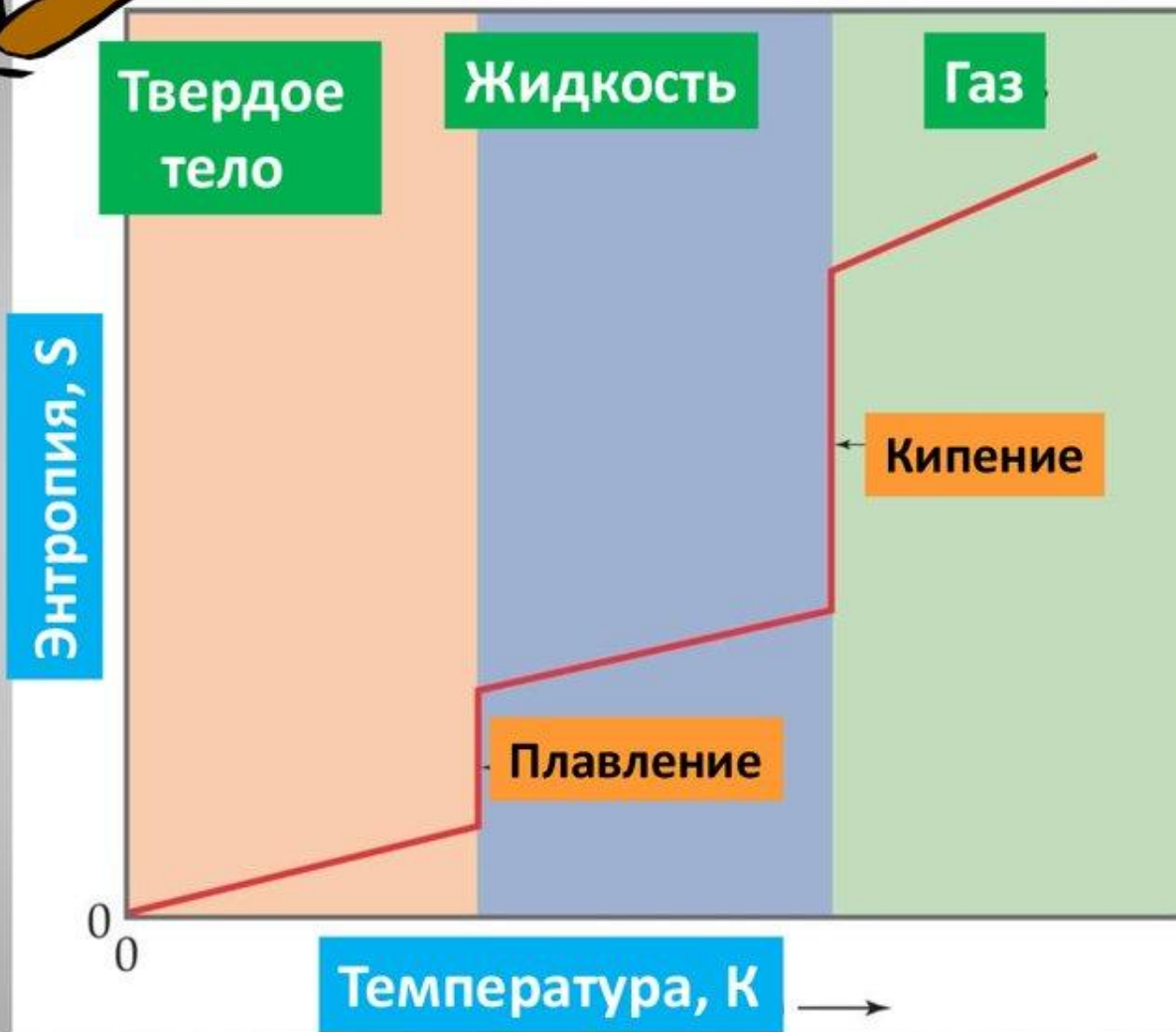
$S_{\text{жидкости}}$

<

$S_{\text{газ}}$



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 ΔH . 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 ΔG 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 ΔG :



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(μ)

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, μ 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⁻¹];

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

$C(x)$ - молярная концентрация вещества x [моль · дм⁻³].

С увеличением концентрации вещества в системе μ 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 (ΔH , ΔS).
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⁻¹) - 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):

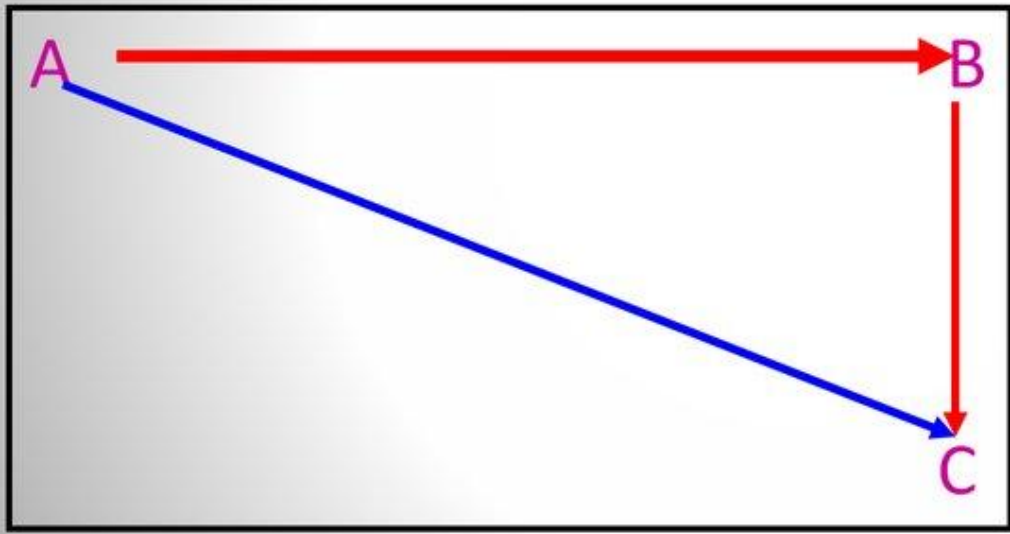
Приращение энтальпии (тепловой эффект) химического процесса в изобарно-изотермических условиях зависит только от природы и состояния реагентов и продуктов реакции и не зависит от пути протекания реакции.

Приращение энтальпии (ΔH)

$$\Delta H = H_2 - H_1$$



Энтальпия является функцией состояния.



Приращение энтальпии не зависит от пути процесса.

Приращение энтальпии (ΔH)

В реакции:

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

$\Delta H > 0$ - теплота поглощается,

$\Delta H < 0$ - теплота выделяется.

Окружающая среда

Система

Теплота

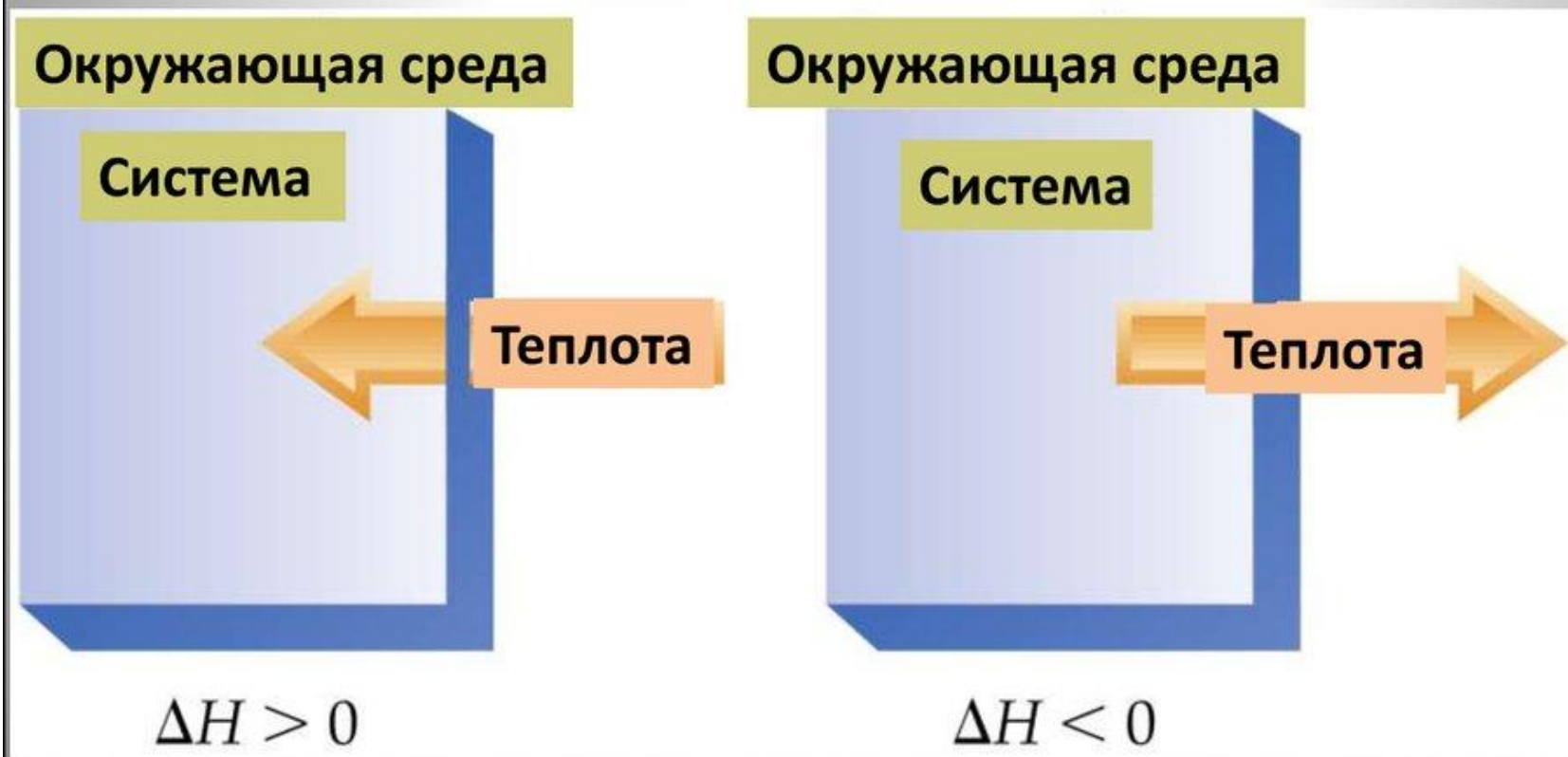
$$\Delta H > 0$$

Окружающая среда

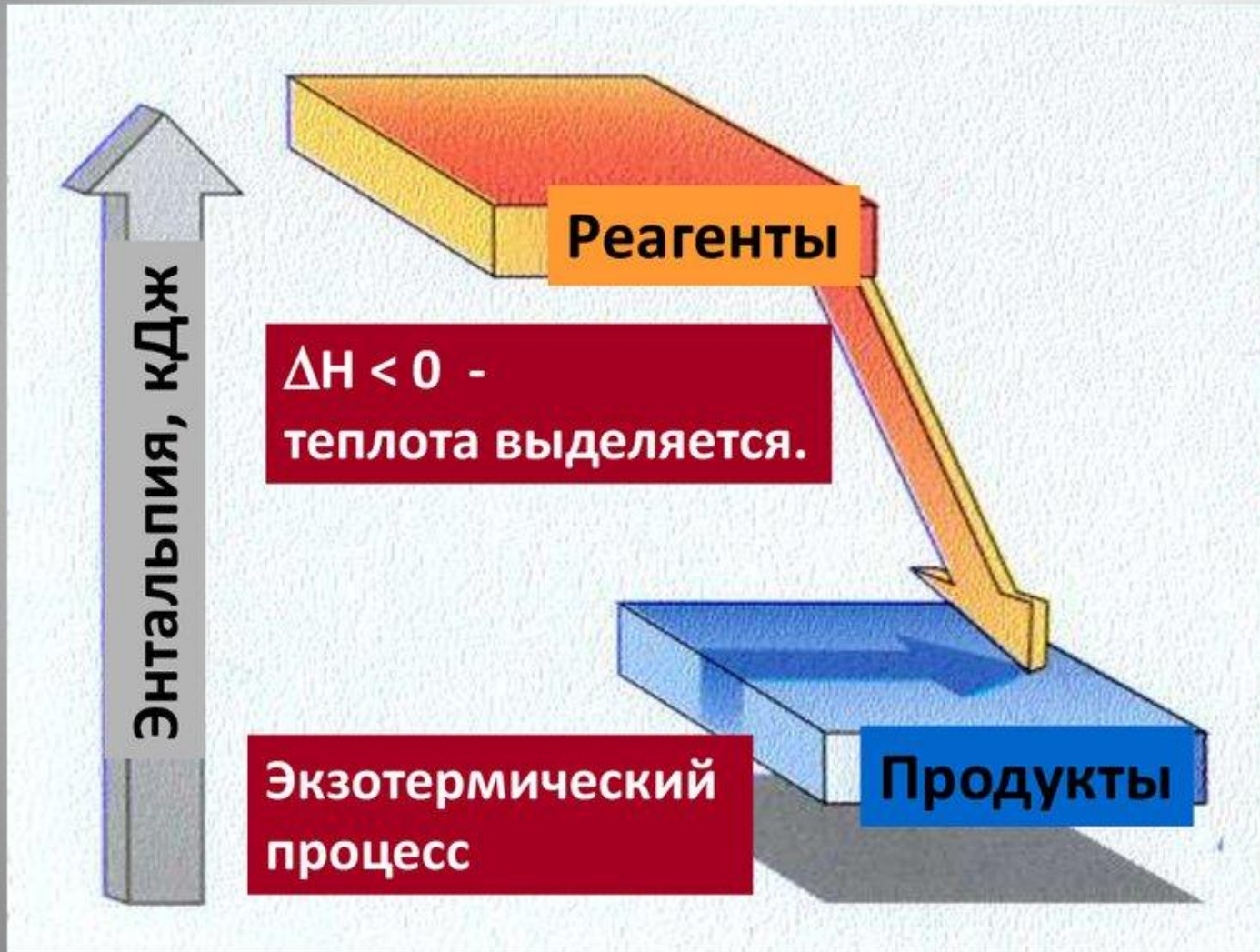
Система

Теплота

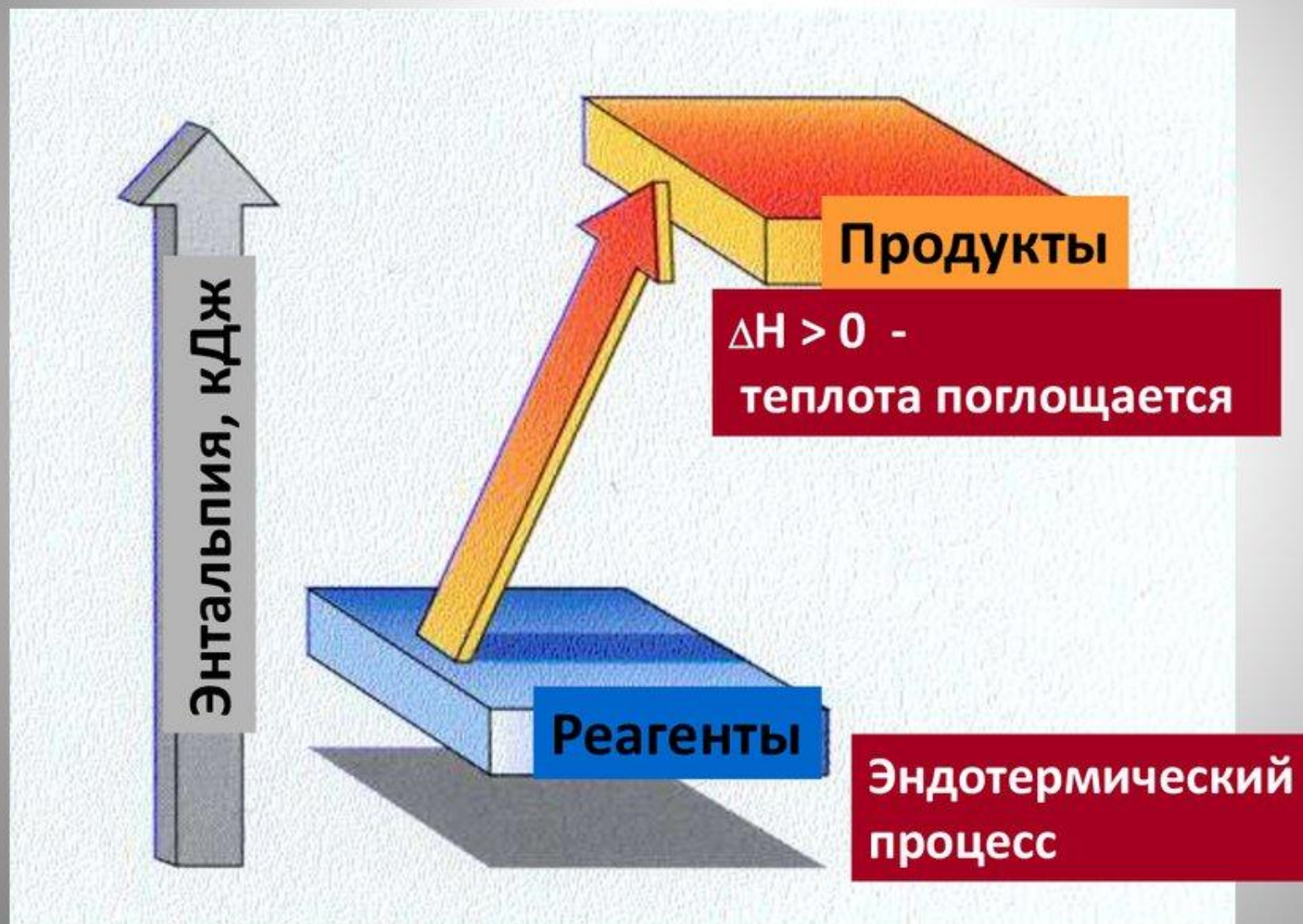
$$\Delta H < 0$$



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



Энергия поглощается \Rightarrow Эндотермическая реакция



Закон Гесса:

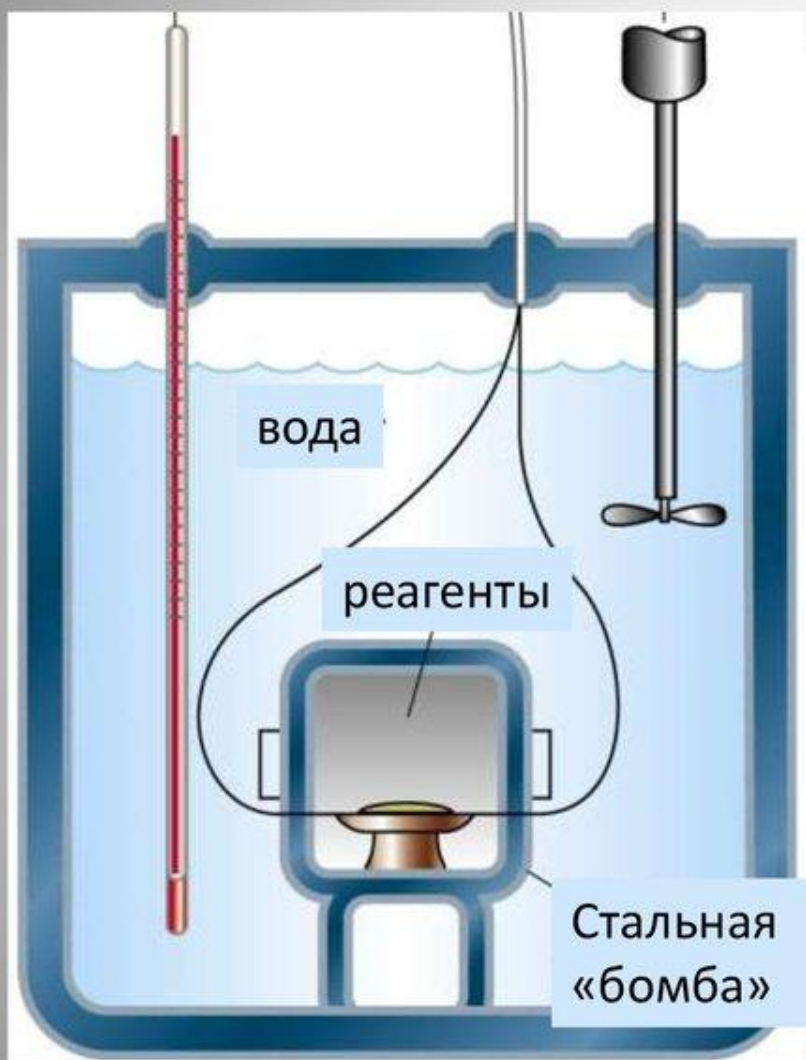
Из первого закона термодинамики:

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



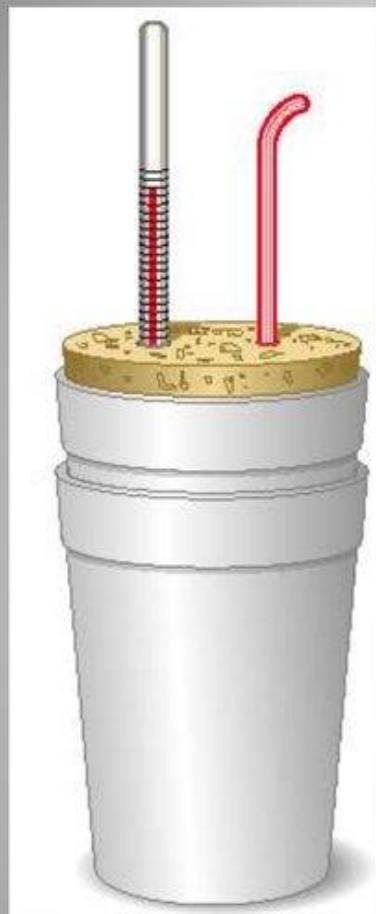
**Каждому экзотермическому процессу
соответствует эндотермический процесс.**

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⁻¹].

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 F_2 – 537,2 кДж

фактически: x моль 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:

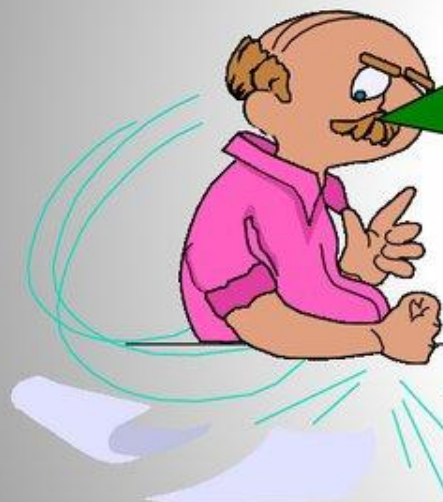
$$M = m/n; \quad m = M \cdot n;$$

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

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 ΔH° 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

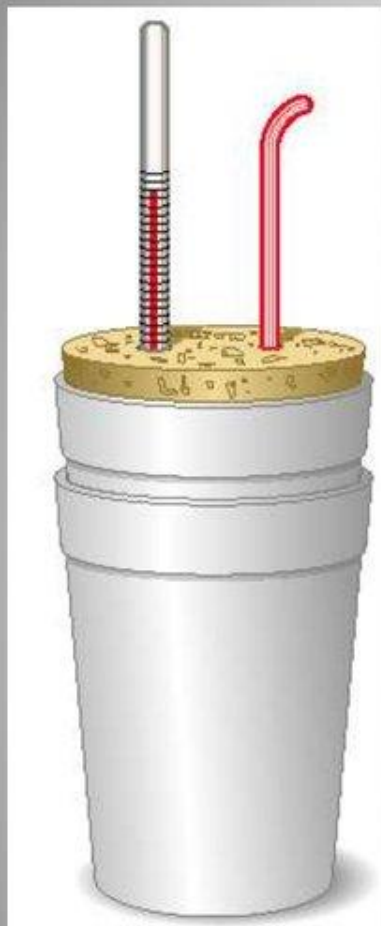
Для многих органических соединений невозможно одновременно синтезировать сложное вещество из простых и при этом определить тепловой эффект химической реакции, поэтому для них основой расчетов является энтальпия сгорания.

Закон Гесса



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

$\Delta H_{\text{сгор.}}(X)$ [кДж · моль⁻¹].



Калориметр



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

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:



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

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

Решение: по второму следствию закона Гесса:

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

Реакция экзотермическая.



Второе начало термодинамики

Второй закон термодинамики устанавливает направление протекания самопроизвольных процессов.

Второе начало термодинамики

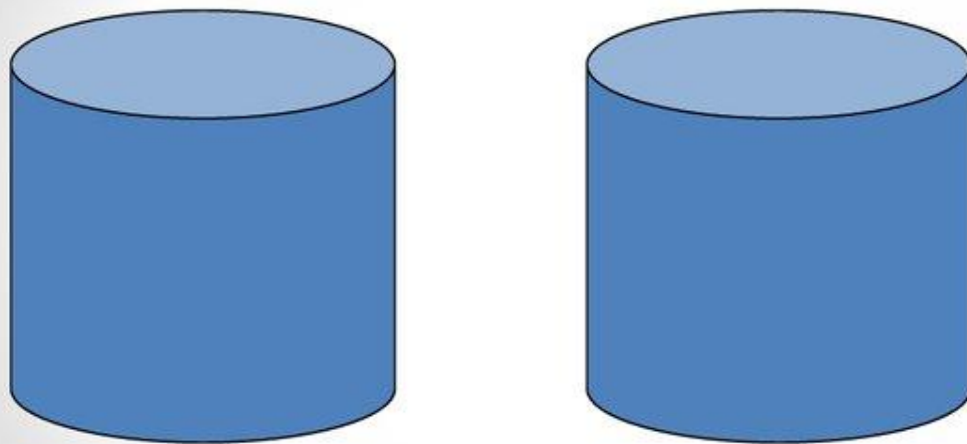


Существуют различные равнозначные по смыслу формулировки 2-го начала термодинамики.

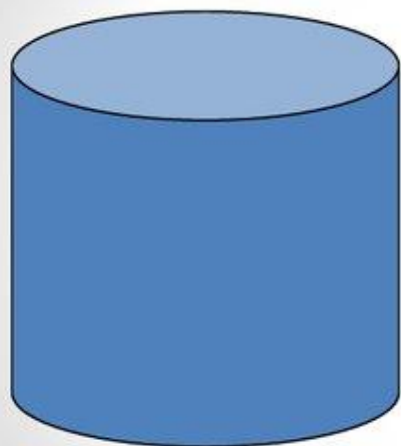
М.В. Ломоносов (1850),

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

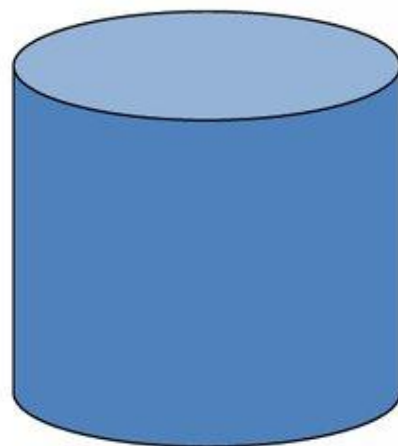
Второе начало термодинамики



Второе начало термодинамики

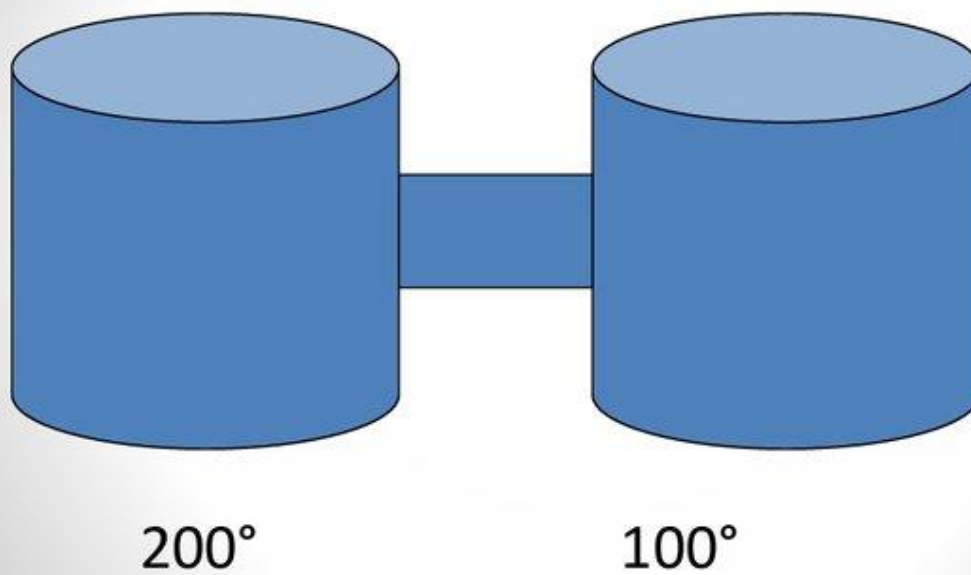


200°

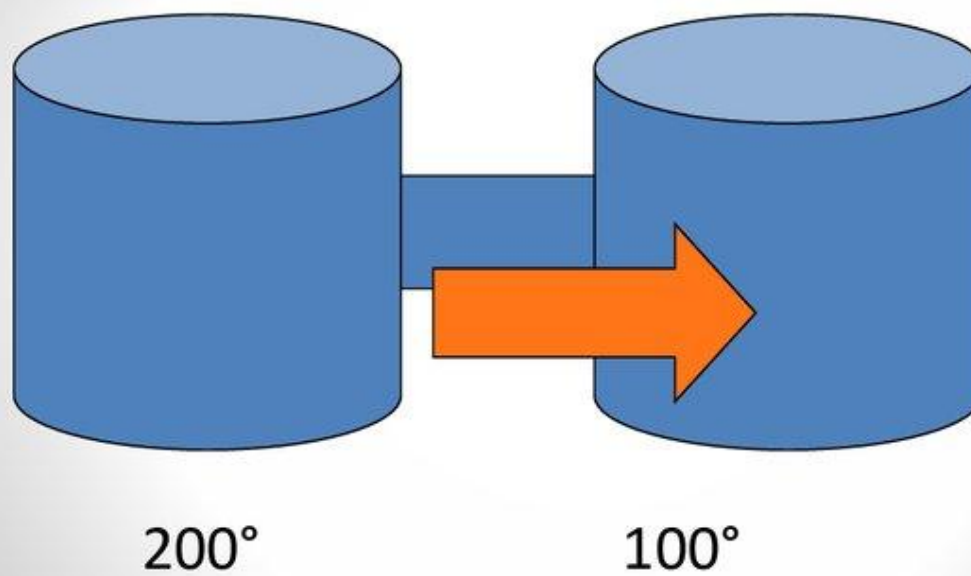


100°

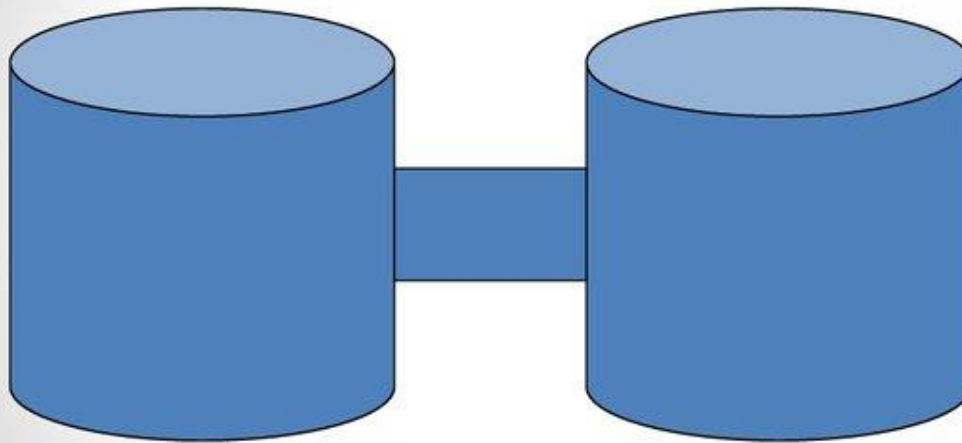
Второе начало термодинамики



Второе начало термодинамики

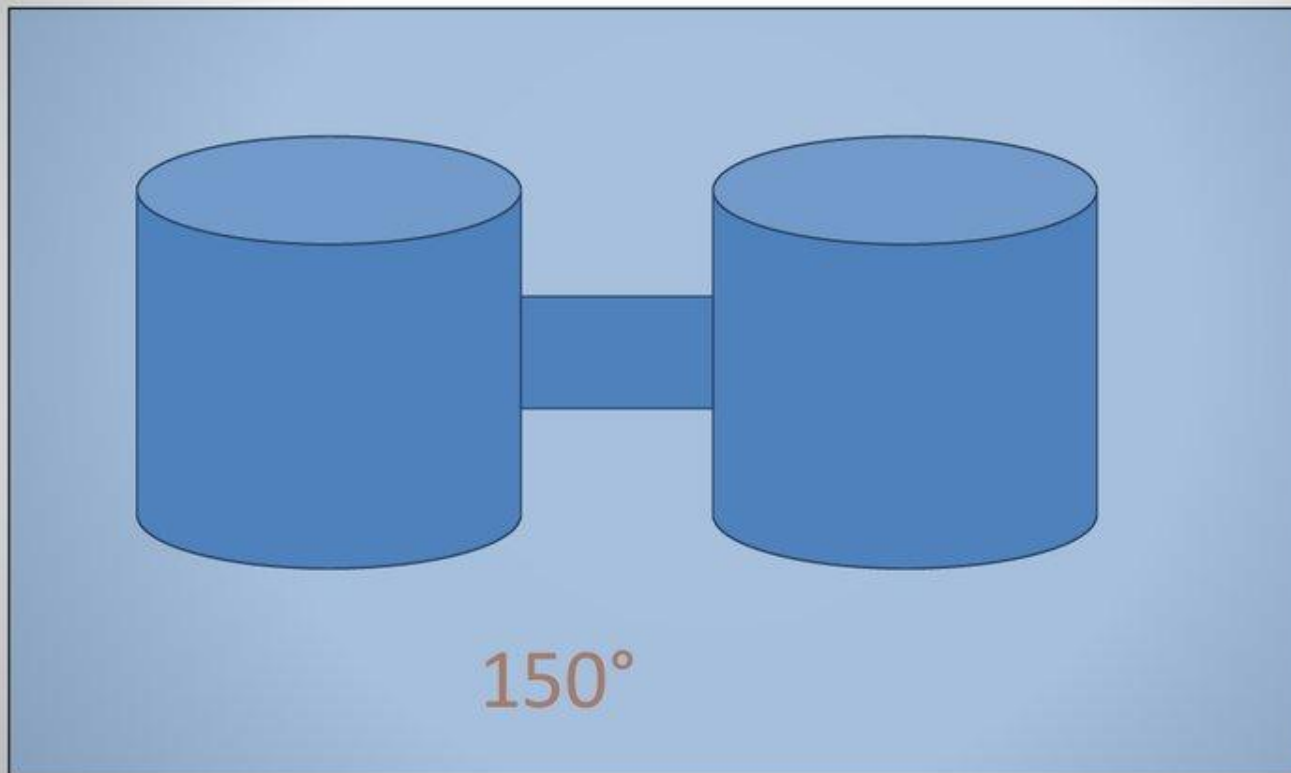


Второе начало термодинамики



150°

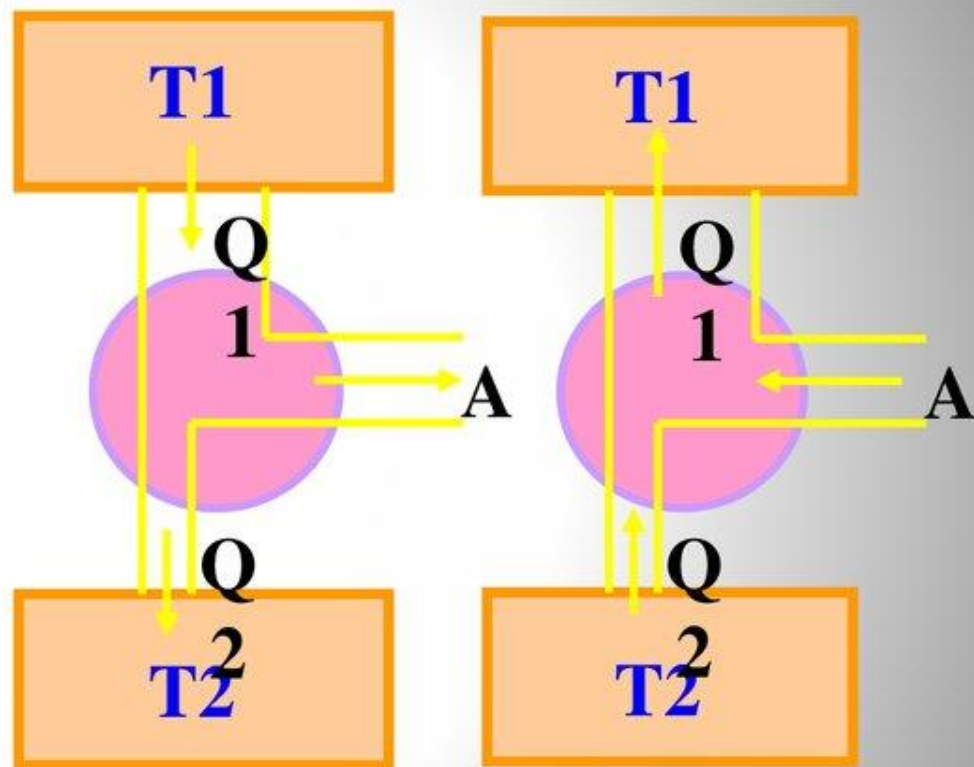
Второе начало термодинамики



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 ΔF (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:

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

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

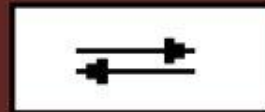
Химическое равновесие



Равновесное состояние -

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

Динамическое равновесие:



с одинаковой скоростью

Термодинамика химического равновесия

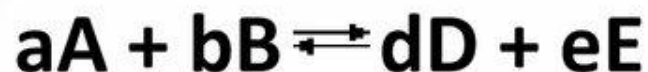
Состояние химического равновесия характеризуют законом действующих масс.

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 ∞ .

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



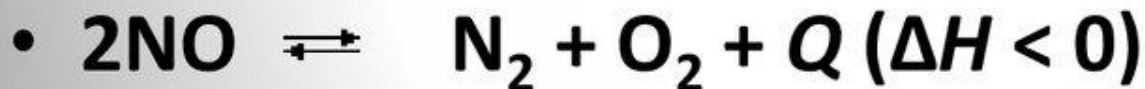
- при понижении температуры



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



$$K_c = \text{const}$$

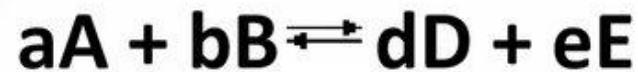
Принцип Ле Шателье



- при увеличении концентрации 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**

