

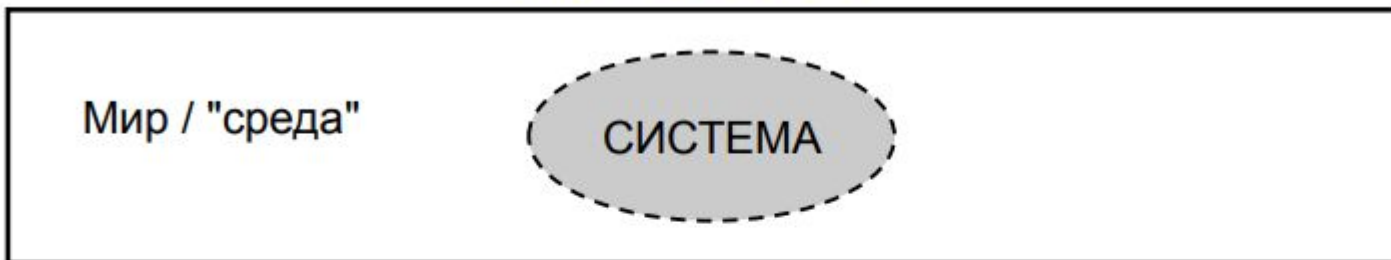


# *Общая химия*

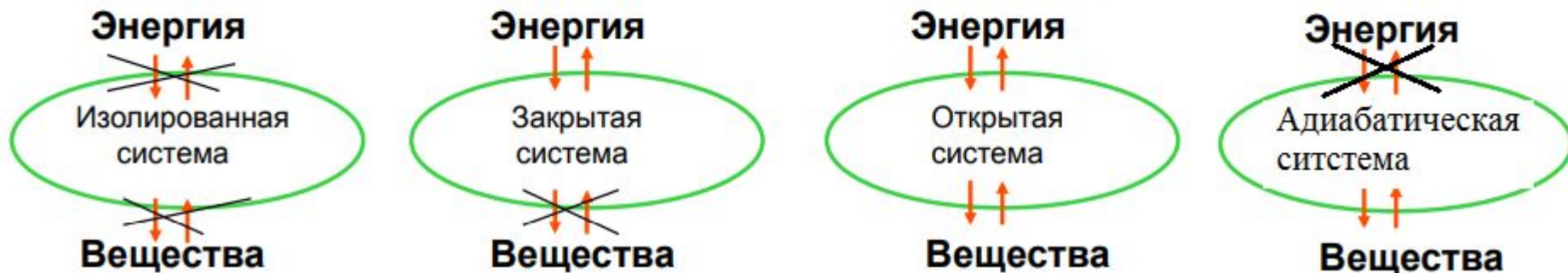
## *Лекция 2. Термодинамика. Химическое равновесие. Кинетика*

*Лектор: Старший преподаватель кафедры химии  
Строганова Елена Алексеевна*

# Система



◆ Система - конкретный объект (т/д) исследования, выделенный (из окружающего мира) реально существующими или воображаемыми поверхностями / границами.



- **Гетерогенная система** – система, состоящая из отдельных частей, разграниченных поверхностью и обладающих различными свойствами;
- **Гомогенная система** – система, состоящая из отдельных частей, не имеющих между собой границ и взаимодействующих как единое целое;
- **Однородная система** – система, характеризующаяся одинаковыми свойствами во всех ее частях

**Фаза** – часть гетерогенной системы, разграниченная от других частей поверхностью раздела и имеющая во всех точках одинаковые физические и химические свойства.

# Состояния термодинамических систем

Страница 1

--	--	--

**Процесс** – это последовательность состояний системы, ведущих от одного начального набора термодинамических переменных к другому.



## ***Основное положение термодинамики:***

Любая изолированная термодинамическая система с течением времени приходит в равновесие и не может самопроизвольно из него выйти.

## ***Основной постулат:***

Любая система стремится к равновесию и достигает его.

**Состояние системы – совокупность всех свойств**

**Параметры состояния – свойства, которые заданы**

- $T$
- $P$
- $\nu_{уд}$ .
- $\mu$   
(намагниченность)
- $I$  (электрическая поляризация)

**Функции состояния – свойства, которые вычисляются из параметров состояния**

- $U$  (внутренняя энергия), кДж
- $H$  (энтальпия), кДж
- $S$  (энтропия), Дж/К
- $G$  (энергия Гиббса), кДж

# **Первый закон термодинамики**

**Первый закон термодинамики** – одна из форм закона сохранения энергии.

Его формулировки:

- 1. Энергия не создается и не уничтожается.***
- 2. Вечный двигатель (perpetuum mobile) первого рода невозможен.***
- 3. В любой изолированной системе общее количество энергии постоянно.***

## *Запись Первого закона: $Q = A + \Delta U$*

- Если система совершает работу без дополнительного сообщения энергии, то работа совершается за счет внутренней энергии системы:  $A = -\Delta U$ ;
- Если работа не совершается, то происходит выделение/поглощение теплоты за счет внутренней энергии:  $Q_V = -\Delta U$ ;  $Q_V = -\Delta H$
- $Q$  и  $A$  не являются функциями состояния, поэтому для придания тепловому эффекту свойств функции состояния введено понятие энтальпии ( $H$ ), направленное изменение которой соответствует:

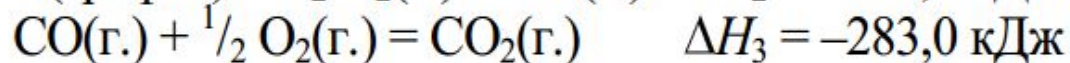
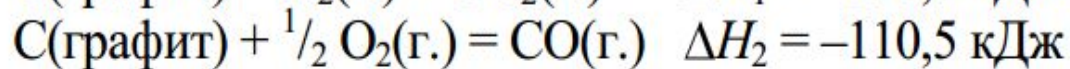
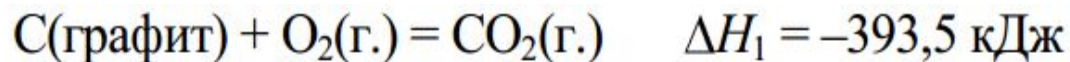
$\Delta H = \Delta U + P\Delta V$ , где  $P\Delta V = A$  (газа),  $\Delta H = -Q$  » » »

$\Delta H > 0$  для эндотермических реакций;

$\Delta H < 0$  для экзотермических реакций.

**Закон Гесса:** изменение энтальпии не зависит от пути реакции, а определяется только свойствами реагентов и продуктов.

Пример:



Здесь энтальпия образования  $\text{CO}_2$  не зависит от того, протекает ли реакция в одну стадию или в две, с промежуточным образованием  $\text{CO}$  ( $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$ ).

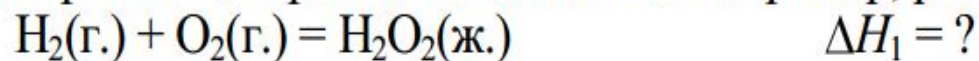
**Вводимые обозначения:**

$\Delta H_f^0$  - теплота образования вещества, кДж/моль;

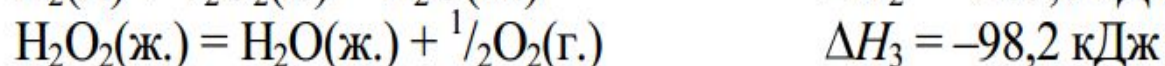
$\Delta H_r$  – теплота химической реакции, кДж



Закон Гесса позволяет вычислить тепловые эффекты тех реакций, для которых прямое измерение невозможно. Например, рассмотрим реакцию:



Экспериментально легко измерить следующие тепловые эффекты:



Пользуясь этими значениями, можно получить:

$$\Delta H_1 = \Delta H_2 - \Delta H_3 = -285,8 + 98,2 = -187,6 \text{ (кДж/моль)}.$$

### Следствия закона Гесса:

1. Тепловой эффект прямой реакции равен по величине, но обратен по знаку тепловому эффекту обратной реакции;
2. Тепловой эффект реакции равен разности сумм теплот образования продуктов реакции и теплот образования реагентов, умноженных на их стехиометрические коэффициенты:

$$\Delta H^\circ = \sum \nu_{\text{прод}} \Delta H^\circ_{\text{обр. (прод.)}} - \sum \nu_{\text{исх.}} \Delta H^\circ_{\text{обр. (исх.)}}$$

3. Тепловой эффект химической реакции равен разности сумм теплот сгорания исходных веществ и теплот сгорания продуктов, умноженных на их стехиометрические коэффициенты.

4. Если начальное и конечное состояния химической реакции совпадают, то их тепловой эффект равен 0.

## Второй закон термодинамики

Р.Клаузиус (1850):

*“Теплота сама по себе не может перейти от более холодного тела к более теплому”*

или: “невозможно сконструировать машину, которая, действуя посредством кругового процесса, будет только переносить теплоту с более холодного тела на более теплое”.

У.Томсон (1851):

“В природе невозможен процесс, единственным результатом которого была бы механическая работа, совершенная за счет охлаждения теплового резервуара”.