

# ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Лекция 8,9

Князева Е.М.

# Основные понятия и определения

---

- Хим. термодинамика –
- Термодинамическая система (ТДС) –
  - Открытая ТДС –*
  - Закрытая ТДС –*
  - Изолированная ТДС –*

## Основные понятия и определения

---

- **Химический компонент** –
- *Различают: одно-, двух-, многокомпонентные системы.*
- **Фаза** –
- **Гомогенная система** – система, состоящая из одной фазы.
- **Гетерогенная система** – система, состоящая из нескольких фаз.

# Основные понятия и определения

---

Параметры состояния –

*Изотермические процессы:*  $T = \text{const}$

■ *Изобарные:*  $P = \text{const}$

■ *Изохорные:*  $V = \text{const}$

**ТД функции** – это характеристики состояния ТДС, которые зависят от простых параметров:

■  $U$  – внутренняя энергия

■  $H$  – энтальпия

■  $S$  – энтропия

■  $G$  – энергия Гиббса

# Внутренняя энергия

---

Внутренняя  $E$  - это

Абсолютное значение внутренней  $E$  измерить невозможно.

$\Delta U$  – изменение внутренней  $E$

# Первый закон термодинамики

---

Теплота ( $Q$ ), полученная ТДС, расходуется на изменение её внутренней  $E$  ( $\Delta U$ ) и совершение работы ( $A$ ).

$$Q = \Delta U + A$$

$A$  – суммарная работа, совершаемая системой.

# Энтальпия

---

$$\Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta V$$

Изменение энтальпии равно изменению внутренней энергии ТДС и совершению работы расширения.

$$Q_p = |\Delta H|$$

Тепловой эффект при постоянном давлении равен изменению энтальпии.

# Стандартная энтальпия

---

Стандартная энтальпия ( $\Delta H^\circ$ ) – изменение энтальпии реакции в стандартных условиях.

## Стандартные условия

- Давление  $1,013 \cdot 10^5$  Па
- Температура 298 К (как правило)



# Стандартная энтальпия образования вещества

---

$\Delta_f H^\circ$  –

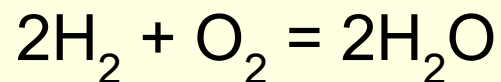
$$[\Delta_f H^\circ] = \text{кДж/моль}$$

$\Delta_f H^\circ$  простых в-в в термодинамически устойчивом состоянии равны 0.

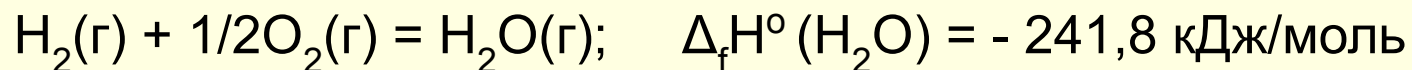
# Термохимические уравнения

---

Хим. уравнение реакции:



Термохимическое урав-ие р-ции:



# Закон Гесса

## Энтальпия химической реакции

1840 г. Г.И. Гесс

Тепловой эффект хим. р-ции (энтальпия р-ции) не зависит от пути её протекания, а определяется только начальным и конечным состоянием исходных в-в и продуктов р-ции.

## Второй закон термодинамики

---

В изолированной системе любой самопроизвольный процесс протекает в направлении, при котором система переходит из менее вероятного состояния в более вероятное.

## Третий закон термодинамики

---

Энтропия правильного кристалла стремится к 0 по мере приближения температуры к абсолютному 0.

$$S_{T \rightarrow 0}^o \rightarrow 0$$

# Энтропия

В **изолированной** системе  $S$  является критерием самопроизвольности протекания процесса.

Процессы протекают самопр-но в направлении увеличения энтропии.

$\Delta S > 0$  процесс протекает самопр-но

$\Delta S < 0$  процесс не протекает самопр-но

$\Delta S = 0$  система находится в состоянии равновесия

**Энтропия явл-ся функцией состояния.**

Изменение  $S$  при протекании хим. р-ции рассчит-ся также как  $\Delta_r H^\circ$ , по закону Гесса:

$$\Delta_r S^\circ = \sum S^\circ_{\text{продуктов}} - \sum S^\circ_{\text{исх. в-в}}$$

# Направление протекания химических процессов.

---

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

$\Delta G$  – энергия Гиббса - функция состояния ТДС, характеризующая возможность самопр-ного протекания хим. проц.

# Энергия Гиббса

---

$\Delta G < 0$  - самопроизвольный процесс  
возможен

$\Delta G > 0$  реакция не протекает в прямом  
направлении.

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