

Лекция №4 по химии

# Химическая термодинамика.

# План лекции.

1. Основные термодинамические характеристики: внутренняя энергия( $U$ ) , энтальпия( $H$ ), энтропия ( $S$ ), энергия Гиббса( $G$ ).
2. Первый закон термодинамики. Энтальпия.
3. Второй и третий законы термодинамики. Энтропия.
4. Энергия Гиббса. Критерий самопроизвольного протекания химических реакций.
5. Тепловой эффект реакции. Термохимический закон Гесса.

**Термодинамика**- наука о превращениях одних видов энергии и работы в другие.

**Химическая термодинамика** – рассматривает превращение энергии и работы при химических реакциях.

**Термодинамическая система** – это часть пространства, отделенная от окружающей среды реальной или воображаемой оболочкой.

В зависимости от способности системы к обмену энергией и веществом с окружающей средой различают три типа систем: открытые (есть обмен энергией и веществом), закрытые (есть обмен энергией) и изолированные (нет обмена ни энергией, ни веществом).

# Основные термодинамические характеристики

1. Внутренняя энергия ( $\Delta U$ ), кДж

$$\Delta U = Q - A$$

2. Энтальпия ( $\Delta H$ ), кДж

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

3. Энтропия ( $\Delta S$ ), кДж/К

$$\Delta S = \Delta Q / T$$

4. Энергия Гиббса ( $\Delta G$ ), кДж

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

# 1. Внутренняя энергия.

**Внутренняя энергия (U)**- это общий запас энергии системы, состоящий из энергии движения составляющих ее частиц (атомов, молекул, ионов, электронов) и энергии их взаимодействия.

Можно определить изменение внутренней энергии системы при переходе ее из одного состояния в другое:

$$\Delta U = U_{\text{(конеч.)}} - U_{\text{(начал.)}}$$

Переход системы из одного состояния в другое называют **процессом**. Процессы бывают: **изотермические** ( $t=\text{const}$ ), **изобарные** ( $p=\text{const}$ ) и **изохорные** ( $V=\text{const}$ ).

## 2.Первый закон термодинамики. Энтальпия.

**Энтальпия ( $\Delta H$ )**– теплосодержание системы.

**1-ый закон термодинамики (закон сохранения энергии):** теплота , сообщенная системе, расходуется на увеличение внутренней энергии системы ( $\Delta U$ ) и на совершение этой системой работы ( $p \bullet \Delta V$ ):

$$\Delta H = \Delta U - p \bullet \Delta V$$

### 3. Второй закон термодинамики. Энтропия.

**Энтропия ( $\Delta S$ )** – это степень беспорядка термодинамической системы.

Например,  $\text{CaCO}_3(\text{кр}) = \text{CaO}(\text{кр}) + \text{CO}_2(\text{г}); \Delta S > 0;$   
 $\text{CO}(\text{г}) + 1/2\text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}); \Delta S < 0$

**2-ой закон термодинамики:** самопроизвольно протекают процессы в сторону увеличения энтропии ( $\Delta S > 0$ ).

## Третий закон термодинамики:

Энтропия идеального кристалла при абсолютном нуле равна нулю.

(М. Планк, 1911 г.)



Макс Планк  
- немецкий физик-теоретик,  
основоположник квантовой  
физики. Лауреат  
Нобелевской премии по  
физике и других наград, член  
Прусской академии наук,  
ряда иностранных научных  
обществ и академий наук.

# Энергия Гиббса ( $\Delta G$ )

**Энергия Гиббса ( $\Delta G$ )** – это энергия, которую система может затратить на совершение максимальной работы.

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

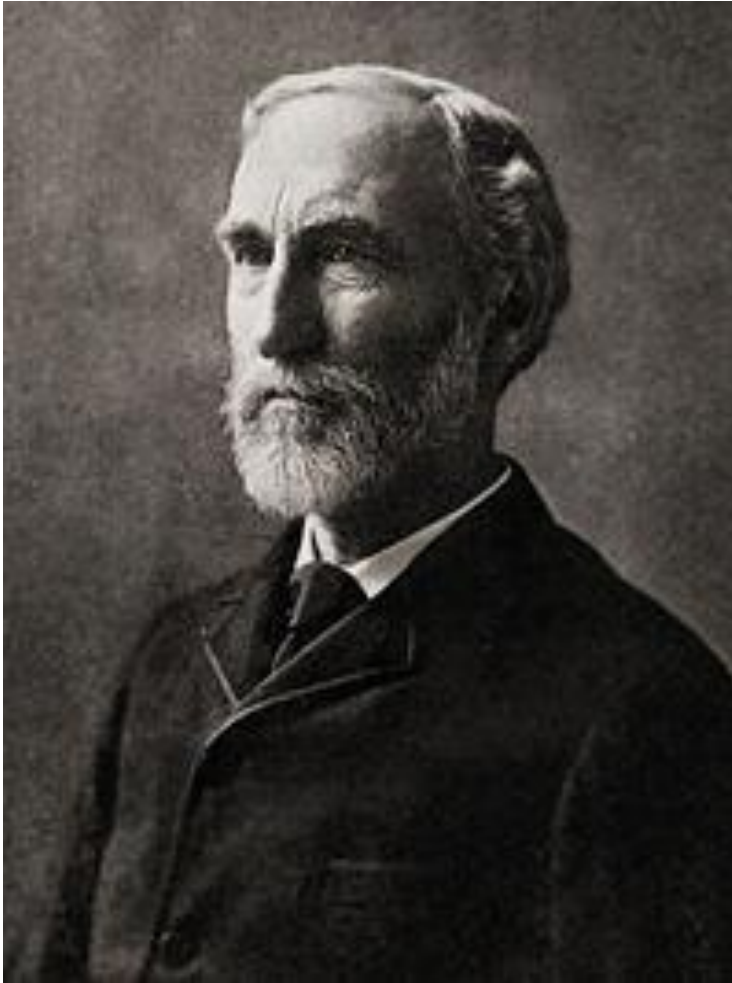
$\Delta H$  - энтальпийный фактор,

$T \cdot \Delta S$  – энтропийный фактор.

**Критерий самопроизвольного протекания процесса:**

Самопроизвольно протекают процессы, у которых изменение энергии Гиббса  $\Delta G < 0$ .

# Джозайя Уиллард Гиббс



Американский физик, физикохимик, математик и механик, один из создателей векторного анализа, статистической физики, математической теории термодинамики, что во многом предопределило развитие современных точных наук и естествознания в целом

# Тепловой эффект реакции. Закон Гесса.

**Тепловой эффект реакции**- это количество теплоты, которое выделяется или поглощается в результате химической реакции.

**Экзотермические** реакции идут с выделением тепла ( $\Delta H < 0$ ).

**Эндотермические** реакции идут с поглощением тепла ( $\Delta H > 0$ )

**Термохимический закон Гесса:**

Тепловой эффект химической реакции не зависит от пути её протекания, а зависит от природы и состояния исходных веществ и продуктов реакции.

# Термохимический закон Гесса (1841г) :

Тепловой эффект химической реакции не зависит от пути её протекания, а зависит от природы и состояния исходных веществ и продуктов реакции.

Пример.  $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2$

1 путь:  $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$  ;  $\Delta H_1$

2 путь:  $\text{C} + 1/2 \text{O}_2 = \text{CO}$ ;  $\Delta H_2$

$\text{CO} + 1/2 \text{O}_2 = \text{CO}_2$ ;  $\Delta H_3$

Согласно закону Гесса :  $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$

# Герман Иванович Гесс



Русский химик,  
академик Петербургской  
Академии наук (1834).

# Выводы.

## Основные термодинамические характеристики:

1. Внутренняя энергия ( $\Delta U$ ).
2. Энтальпия ( $\Delta H$ ).
3. Энтропия ( $\Delta S$ ).
4. Энергия Гиббса ( $\Delta G$ ).

### 1-ый закон термодинамики:

Теплота, сообщенная системе, расходуется на увеличение внутренней энергии системы и на совершение этой системой работы:  $\Delta H = \Delta U - p \cdot \Delta V$

**2-ой закон термодинамики:** самопроизвольно протекают процессы в сторону увеличения энтропии ( $\Delta S > 0$ ).

**Термохимический закон Гесса:** тепловой эффект химической реакции не зависит от пути ее протекания, а зависит от природы и состояния исходных веществ и продуктов реакции:  $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$