

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 (ΔU), кДж

$$\Delta U = Q - A$$

2. Энтальпия (ΔH), кДж

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

3. Энтропия (ΔS), кДж/К

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

4. Энергия Гиббса (ΔG), 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:

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

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

2. Первый закон термодинамики. Энтальпия.

Энтальпия (ΔH)– теплосодержание системы.

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

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

3. Второй закон термодинамики. Энтропия.

Энтропия (ΔS) – 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 (ΔG)

Энергия Гиббса (ΔG) – это энергия, которую система может затратить на совершение максимальной работы.

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

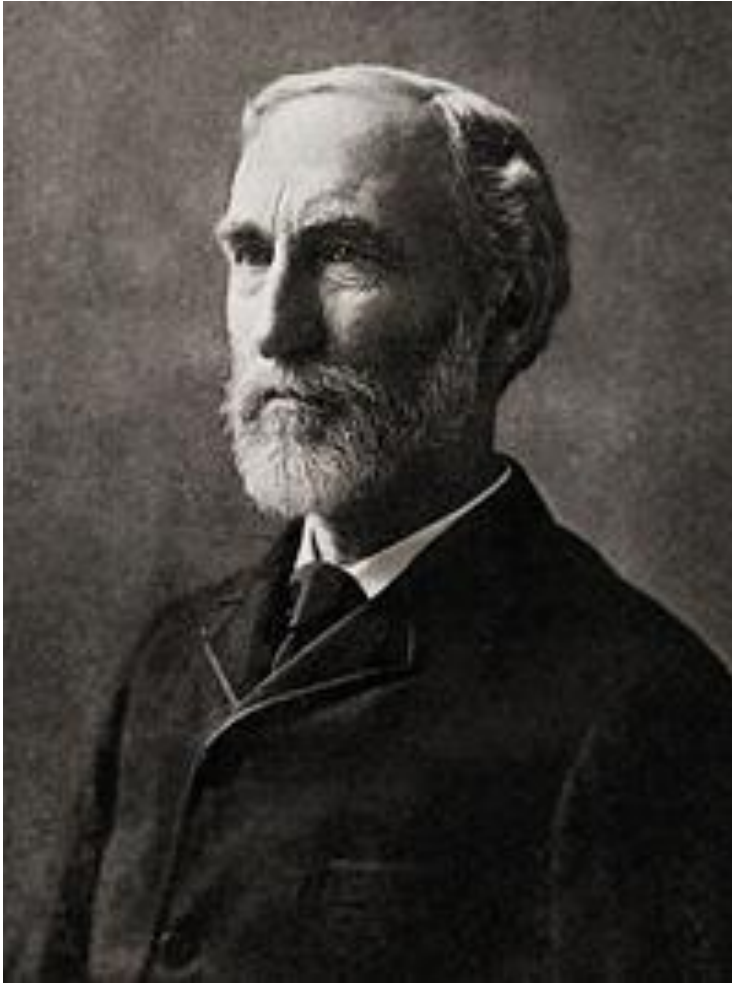
ΔH - энтальпийный фактор,

$T \cdot \Delta S$ – 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. $C \rightarrow CO_2$

1 путь: $C + O_2 = CO_2$; ΔH_1

2 путь: $C + 1/2 O_2 = CO$; ΔH_2

$CO + 1/2 O_2 = CO_2$; ΔH_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 (ΔU).
2. Энтальпия (ΔH).
3. Энтропия (ΔS).
4. Энергия Гиббса (ΔG).

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: $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$