

Тема: Первое начало термодинамики

(Закон сохранения и
превращения энергии)



ПЛАН

- 1) Формулировка закона
- 2) Энтальпия
- 3) Энтальпия реакции
- 4) Закон Гесса
- 5) Применение первого начала термодинамики к биосистемам

- Энергия не исчезает и не возникает из ничего, а только превращается из одного вида в другой в строго эквивалентных соотношениях

Впервые этот закон в 1842 г. Сформулировал выдающийся немецкий физик Ю.Мейер, врач по образованию

В зависимости от вида системы (изолированная, закрытая) имеет различные формулировки

В ИЗОЛИРОВАННОЙ СИСТЕМЕ ВНУТРЕННЯЯ ЭНЕРГИЯ ПОСТОЯННА, Т.Е. $\Delta U=0$



ЕСЛИ К ЗАКРЫТОЙ СИСТЕМЕ ПОДВЕСТИ ТЕПЛОТУ Q , ТО ЭТА ЭНЕРГИЯ РАСХОДУЕТСЯ НА УВЕЛИЧЕНИЕ ВНУТРЕННЕЙ ЭНЕРГИИ СИСТЕМЫ ΔU И НА СОВЕРШЕНИЕ СИСТЕМОЙ РАБОТЫ ПРОТИВ ВНЕШНИХ СИЛ ОКРУЖАЮЩЕЙ СРЕДЫ: $Q=\Delta U+A$

Энтальпия

- Энтальпия (H) – термодинамическая функция, характеризующая энергетическое состояние системы при изобарно-изотермических условиях.

- $$H = U + pV$$

- *Сумма внутренней энергии системы и произведение объема на давление – называется энтальпией (H) [кДж/моль]*

Изобарно-изотермические условия – это условия в которых функционируют живые организмы

Стандартная энтальпия образования веществ (стандартная теплота образования)

Под стандартной теплотой образования понимают тепловой эффект реакции образования одного моля вещества из простых веществ, его составляющих, находящихся в устойчивых стандартных состояниях. Обозначается ΔH_f^\ominus

Стандартные условия:

- Количество вещества - 1 моль;
- Давление - 760 мм рт.ст.=101325 Па;
- Температура -298 К=25*С

Стандартная энтальпия образования веществ (стандартная теплота образования)

- Стандартная энтальпия образования простых веществ в их наиболее устойчивом агрегатном состоянии при стандартных условиях принимается равной нулю.

Пример:

- для йода (I_2) в кристаллическом состоянии $\Delta H_{I_2(тв)}^\theta = 0$
- для кислорода (O_2) $-\Delta H_{(O_2)}^\theta = 0$

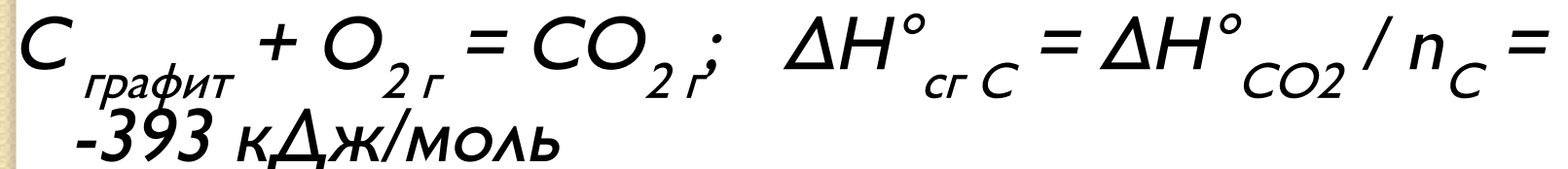
- Стандартная энтальпия образования сложного вещества равна энтальпии реакции получения 1 моль этого вещества из простых веществ при стандартных условиях .
- Например: стандартная энтальпия образования 1 моль метана из углерода и водорода равна тепловому эффекту реакции:
- $$\text{C(тв)} + 2\text{H}_2(\text{г}) = \text{CH}_4(\text{г}) + 76 \text{ кДж/моль}$$

Стандартная энтальпия сгорания

- **Стандартная энтальпия сгорания** – $\Delta H_{\text{гор}}^{\circ}$, тепловой эффект реакции сгорания одного моля вещества в кислороде до образования оксидов в высшей степени окисления.

- **Пример:**

Стандартная энтальпия сгорания графита равна:



Энтальпия реакции

- Энтальпия реакции - тепловой эффект реакции, зависит только от природы и состояния исходных веществ и конечных продуктов и не зависит от пути, по которому протекает реакция.

Закон Гесса

- **Закон Гесса** (1840 г.)

Тепловой эффект химической реакции при постоянном объеме или постоянном давлении не зависит от пути, по которому протекает реакция, а определяется только состоянием реагентов и продуктов реакции

Практическое значение закона:

1. Позволяет, не прибегая к эксперименту, определить тепловой эффект реакции, если известны тепловые эффекты промежуточных стадий
2. Позволяет рассчитать тепловой эффект любого процесса



Герман Иванович Гесс

Закон Гесса

Тепловой эффект химической реакции можно определить если известны энтальпии других реакций, из которых можно получить суммарную реакцию.

Закон Гесса:

Стандартная энтальпия реакции может быть определена как сумма стандартных энтальпий реакций, из которых можно получить данную реакцию.

Термодинамическая основа закона Гесса – это независимость пути получения энтальпии реакции.

Применение первого начала термодинамики к биосистемам

- **Первый закон термодинамики полностью применим к живым организмам и может быть сформулирован для живых систем следующим образом:**
- **Все виды работ в организме совершаются за счет эквивалентного количества энергии, выделяющейся при окислении питательных веществ.**

Применение первого начала термодинамики к биосистемам

- Доказательства справедливости первого закона термодинамики применительно к живым системам получены из опытов по измерению количества тепла и углекислого газа, выделяемых живым организмом. Результаты таких измерений показывают, что, во-первых, живой организм не является источником новой энергии и, во-вторых, окисление поступающих продуктов питания освобождает в организме количество энергии, равное производимой организмом работе.



Литература:

В.И.Слесарев (Основы химии живого; стр 79-82)



● СПАСИБО ЗА
ВНИМАНИЕ !!!