

**Тема урока:
Почему протекают
химические реакции.**



Цели урока:

- Сформировать представления учащихся о причинах протекания реакций;
- Научить учащихся рассчитывать тепловой эффект химических реакций по стандартным теплотам образования, определять возможность протекания химических процессов.

Задачи урока:

- Обучающая: познакомиться с понятиями «стандартная теплота образования», «энтропия», «стандартная энергия Гиббса».
- Развивающая: развивать абстрактное воображение, логическое мышление, умение решать задачи.
- Воспитывающая: развитие навыков групповой работы, толерантного отношения друг к другу.

Проверим

Правильные ответы

- Вариант 1: а, в, а, а, 5, б, г, в.
- Вариант 2: б, г, а, а, 348кДж, а, г, а.

Оцените себя:

- «1» – 2 правильных;
- «2» – 3 правильных;
- «3» – 4 правильных;
- «4» – 6 правильных;
- «5» – 8 правильных.

Изучение нового материала

- Закон Гесса.
- Стандартные теплоты образования и сгорания.
- Расчет теплового эффекта реакции.
- Энтропия.
- Энергия Гиббса.



Закон Гесса.

Тепловой эффект химической реакции не зависит от пути процесса, а только от вида и агрегатного состояния исходных веществ и конечных продуктов реакции.

Пример. Сгорание углерода может идти двумя путями:
в одну стадию:



в две стадии:



($Q_1 = 111 \text{ кДж}$, $Q_2 = 283 \text{ кДж}$, сумма тепловых эффектов обеих стадий 394 кДж .)

Стандартные теплоты образования и сгорания.

Для расчета теплового эффекта реакции Q используют стандартные теплоты образования $Q_{\text{обр}}$ и сгорания $Q_{\text{сгор}}$ веществ, которые определяются в стандартных условиях: $t = 25^\circ\text{C}$, $P = 1$ атм на 1 моль вещества, вычисляются в кДж/моль.

Стандартная теплота образования показывает, сколько кДж энергии выделилось или поглотилось при образовании 1 моль сложного вещества из простых.

Теплоты образования простых веществ равны 0.

Стандартная теплота сгорания показывает, сколько кДж энергии выделилось при сгорании 1 моль вещества до высших оксидов.

Теплоты сгорания негорючих веществ равны 0.

Стандартные теплоты сгорания и образования можно найти в справочных таблицах.

Расчет теплового эффекта реакции.

- Расчеты теплового эффекта реакции проводятся согласно следствию из закона Гесса: тепловой эффект химической реакции равен сумме стандартных теплот образования продуктов реакции за вычетом суммы стандартных теплот образования исходных веществ.
- $Q = \sum Q_{\text{обр}} (\text{продуктов}) - \sum Q_{\text{обр}} (\text{исходных веществ})$.
- Если даны стандартные теплоты сгорания, то можно использовать следующую форму для вычисления теплового эффекта реакции:
- $Q = \sum Q_{\text{сгор}} (\text{исходных веществ}) - \sum Q_{\text{сгор}} (\text{продуктов})$.
При вычислениях учитываются стехиометрические коэффициенты.

Задача

Найдите тепловой эффект реакции горения метана CH_4 .

Первый способ - через стандартные теплоты образования.

1. Запишем уравнение реакции:



2. Выразим в общем виде Q через $Q_{\text{обр}}$ учитывая коэффициенты:

$$Q = [Q_{\text{обр}}(\text{CO}_2) + 2Q_{\text{обр}}(\text{H}_2\text{O})] - [Q_{\text{обр}}(\text{CH}_4) + 2Q_{\text{обр}}(\text{O}_2)].$$

3. Подставим значения в полученную формулу: Q
 $= 393,5 + 2 \cdot 285,8 - 74,8 = 890,3$ кДж.

▣ **Второй способ** – через стандартные теплоты сгорания.

Гораздо проще решить эту задачу через $Q_{\text{сгор}}$. Так как из всех веществ в данной системе только метан – горючий, то $Q_{\text{сгор}}$ воды, углекислого газа и кислорода равна нулю. По таблице стандартных теплот сгорания $Q_{\text{сгор}}(\text{CH}_4) = 890,3$ кДж/моль, значит $Q = 890,3$ кДж.

Энтропия.

Кроме такой характеристики системы, как энтальпия H , существует энтропия S . С одной стороны, каждая система стремится к более устойчивому, упорядоченному состоянию, соответствующему минимуму внутренней энергии, с другой – система состоит из огромного числа частиц, которые находятся в беспорядочном и непрерывном движении. Мерой упорядоченности состояния системы является ΔH , мерой неупорядоченности – *энтропия* S . Чем выше температура, чем больше объем системы, тем сильнее неупорядоченность и больше энтропия, и наоборот. Состояние веществ вблизи абсолютного нуля можно считать максимально упорядоченным – $S \rightarrow 0$. В отличие от H абсолютное значение S можно найти. Значение стандартных энтропий приводится в таблицах.

Энергия Гиббса

Разница ΔH и $T\Delta S$ называется энергией Гиббса. $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ [кДж/моль].

ΔH – энтальпийный фактор

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

при $\Delta H = T\Delta S$ система находится в состоянии равновесия.

Стандартная энергия Гиббса – табличная величина

Домашнее задание.

