

# Почему протекают химические реакции

Начала термодинамики

Автор: Фельдман Людмила Валентиновна, учитель химии МБОУ СОШ им. А.М.Горького г.Карачева Брянской обл.

# Первый закон термодинамики – закон сохранения энергии

---

Энергия не возникает из  
ничего и не исчезает  
бесследно, а только  
переходит из одной формы в  
другую

# Энергия объекта

Кинетическая

Потенциальная

Внутренняя

Кинетическая энергия движения атомов, молекул, ионов

Энергия их взаимного притяжения и отталкивания

Энергия, связанная с движением  $e^-$ , их притяжением к ядру

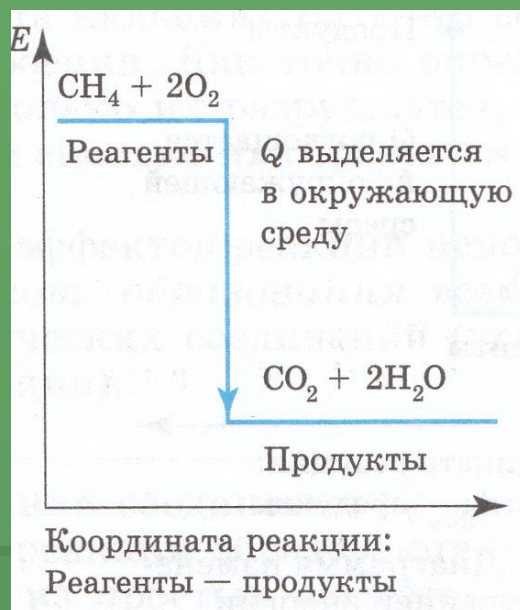
Взаимное отталкивание  $e^-$  и ядер

Внутриядерная энергия

$E_{\text{реагентов}} > E_{\text{продуктов}}$



Энергия выделяется в окружающую среду

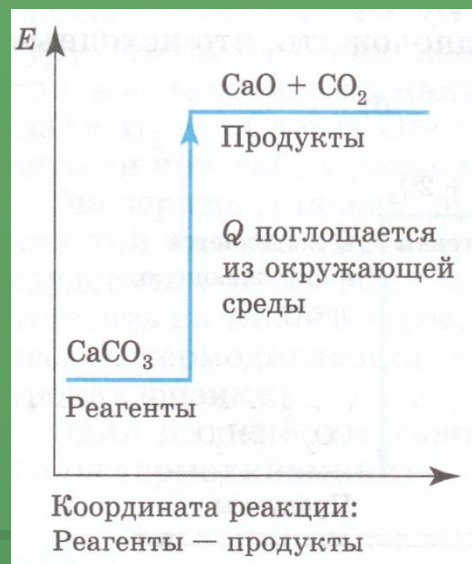


Реакции, при которых выделяется энергия и нагревается окружающая среда, называются экзотермическими.

$E_{\text{реагентов}} < E_{\text{продуктов}}$



Энергия поглощается из окружающей среды,  
температура системы понижается



Реакции, при протекании которых энергия поглощается из окружающей среды, называется эндотермической.

Энергия, которая выделяется или поглощается в химической реакции, называется *тепловым эффектом реакции*.

Тепловой эффект реакции выражается в кДж и его относят к тем количествам веществ, которые определены уравнением.

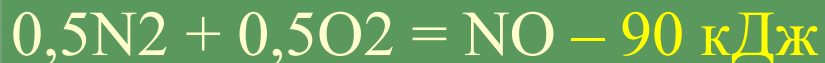
Уравнение, в котором указан тепловой эффект реакции, называется *термохимическим*.



Для расчета тепловых эффектов реакций используют значения величин теплот образования исходных веществ и продуктов реакции

Теплота образования соединения ( $Q_{\text{обр}}$ ) – это тепловой эффект реакции образования одного моля соединения из простых веществ, устойчивых в стандартных условиях (25°C, 1 атм)

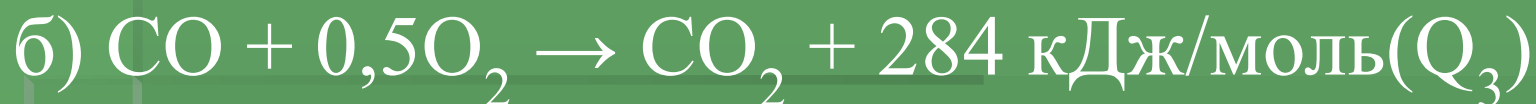
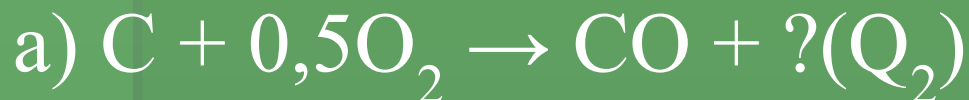
При таких условиях теплота образования простых веществ равна 0.



← теплоты образования

# Закон Гесса (1840)

Тепловой эффект химической реакции не зависит от промежуточных стадий (при условии, что исходные вещества и продукты реакции одинаковы).



$$Q_1 = Q_2 + Q_3$$

$$Q_2 = Q_1 - Q_3 = 394 - 284 = 110 \text{ кДж}$$



# Следствие из закона Гесса

Тепловой эффект химической реакции равен сумме теплот образования всех продуктов реакции минус сумма теплот образования всех реагентов (с учетом коэффициентов в уравнении реакции):

$$Q_p = \sum Q_{\text{обр(продукты)}} - \sum Q_{\text{обр(реагенты)}}$$

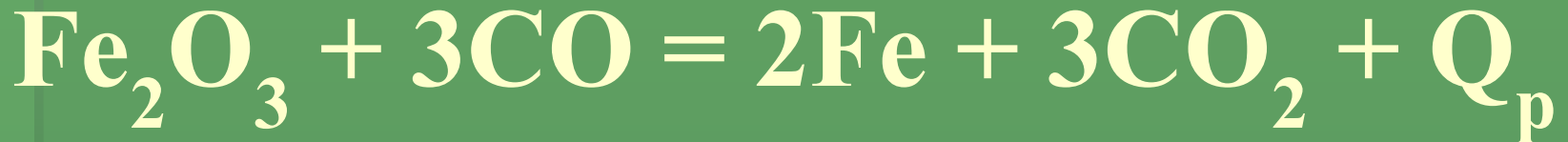


По справочнику:

$$Q_{\text{обр}}(\text{Al}_2\text{O}_3) = 1670 \text{ кДж/моль}$$

$$Q_{\text{обр}}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 820 \text{ кДж/моль}$$

$$Q_p = Q_{\text{обр}}(\text{Al}_2\text{O}_3) - Q_{\text{обр}}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 1670 - 820 = 850 \text{ кДж}$$



$$Q_p = 3Q_{\text{обр}}(\text{CO}_2) - [3Q_{\text{обр}}(\text{CO}) + Q_{\text{обр}}(\text{Fe}_2\text{O}_3)] = 3 \cdot 394 - [3 \cdot 110 + 820] = 32 \text{ кДж}$$

**Энтальпия (теплосодержание) – это величина, которая характеризует запас энергии в веществе.**

$$\Delta H = \sum H_{\text{продукты}} - \sum H_{\text{реагенты}}$$

$$\Delta H = -Q_{\text{реакции}}$$

Для экзотермической реакции:

$$Q > 0, \quad \Delta H < 0$$

Для эндотермической реакции

$$Q < 0, \quad \Delta H > 0$$

( $\Delta H_{\text{обр}}$  – справочное значение)

# Движущая сила реакций

Для экзотермических реакций – стремление системы к состоянию с наименьшей внутренней энергией.

Для эндотермических реакций – стремление любой системы в наиболее вероятному состоянию, которое характеризуется максимальным беспорядком, более высокой энтропией.

Энтропия – мера хаоса.

Вещество	Формула	Энтропия (S), Дж/моль·К
Алмаз (т)	C	2,4
Водород (г)	H <sub>2</sub>	130,6
Железо (т)	Fe	27,2
Хлорид натрия (т)	NaCl	72,4
Вода (т)	H <sub>2</sub> O	48,0
Вода (ж)	H <sub>2</sub> O	70,0
Вода (пар)	H <sub>2</sub> O	188,7
Метан (г)	CH <sub>4</sub>	186,2
Этан (г)	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	229,5
Пропан (г)	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	269,9

# Выводы

1. Направление химической реакции определяется двумя факторами: стремлением к уменьшению внутренней энергии и стремлением к увеличению энтропии.
2. Эндотермическую реакцию можно активировать, если она сопровождается увеличением энтропии.
3. Энтропия увеличивается при повышении температуры и особенно при фазовых переходах.
4. Чем выше температура, при которой проводят реакцию, тем большее значение будет иметь энтропийный фактор по сравнению с энергетическим.

# Возможность протекания реакций в зависимости от $\Delta H$ и $\Delta S$

№	Изменение		Возможность протекания реакции
	энергии	энтропии	
1	Уменьшение	Увеличение	Идет
2	Увеличение	Уменьшение	Не должна идти
3	Увеличение	Увеличение	Зависит от абсолютных значений и температуры реакции («кто перетянет»)
4	Уменьшение	Уменьшение	

# Энергия Гиббса (G)

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

T – абсолютная температура

$\Delta H$  – изменение энтальпии системы

$\Delta S$  – изменение энтропии системы

**Самопроизвольно** протекают лишь те процессы, в которых энергия Гиббса уменьшается

$$\Delta G < 0$$

Процессы, при которых  $\Delta G > 0$  – невозможны.

Если  $\Delta G = 0$ , то есть  $\Delta H = T\Delta S$ , значит в системе установилось **равновесие**.