



Первый Санкт-Петербургский государственный  
медицинский университет им. акад. И. П. Павлова  
Кафедра общей и биоорганической химии

# **Кинетика химических процессов**

# Химическая кинетика

## Основные понятия

*Химическая кинетика* — раздел химии, в котором изучаются скорости и механизмы химических реакций.

*Скорость химической реакции* — изменение концентрации исходного вещества или продукта реакции за некоторый интервал времени.

*Механизм реакции* — последовательность и характер элементарных стадий химической реакции.

*Кинетическое уравнение реакции* — математическое выражение зависимости скорости реакции от концентраций реагирующих веществ.

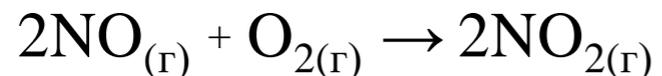
# Гомогенные и гетерогенные реакции

По наличию или отсутствию границы раздела фаз между реагентами реакции подразделяют на

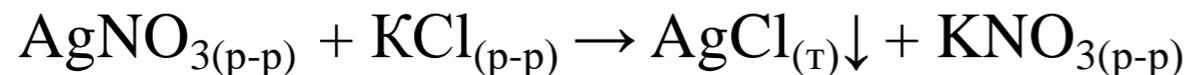
## *Гомогенные*

характеризуются отсутствием поверхности раздела фаз между реагентами, поэтому их взаимодействие протекает во всем объеме системы.

*а) реакции между газами:*

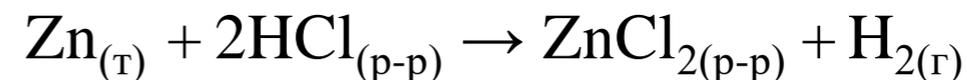
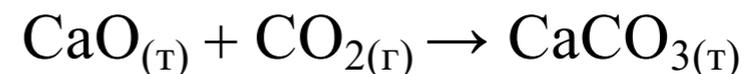


*б) реакции в растворах:*



## *Гетерогенные*

характеризуются наличием поверхности раздела фаз между реагентами, на которой протекает их взаимодействие.

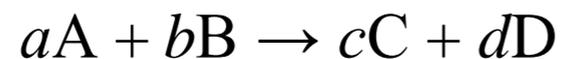


# Факторы, влияющие на скорость реакции

- Природа реагирующих веществ
- Концентрация реагентов
- Температура
- Катализаторы (ускоряют реакцию, но не вызывают ее, не смещают химическое равновесие)
- Давление (если участвуют газообразные вещества)
- В гетерогенных реакциях – площадь соприкосновения и скорость диффузии, перемешивание.

# Влияние концентрации реагентов на скорость реакции

Для реакции – закон действующих масс.



$$v = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b$$

*кинетическое уравнение реакции*

$a, b, c, d$  – стехиометрические коэффициенты простой реакции

**Константа скорости реакции** ( $k$ ) – скорость реакции при концентрациях реагентов, равных 1 моль/л;

$k$  зависит от природы реагирующих веществ и температуры.

# Кинетическое уравнение

Для одностадийной некаталитической реакции  $aA + bB \rightarrow C$

$$v = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b$$

**Кинетическое уравнение** — зависимость между скоростью реакции и концентрациями реагирующих веществ или продуктов реакции (а также между концентрацией вещества и временем, прошедшим с начала реакции).

## Температурный коэффициент скорости реакции ( $\gamma$ )

**Приближенное правило Вант-Гоффа (1884 г):**

*при повышении температуры на 10 градусов скорость гомогенной химической реакции увеличивается в 2 – 4 раза.*

$$\gamma = \frac{v_{t+10}}{v_t} = 2 - 4 \text{ раза}$$

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

# Энергия активации

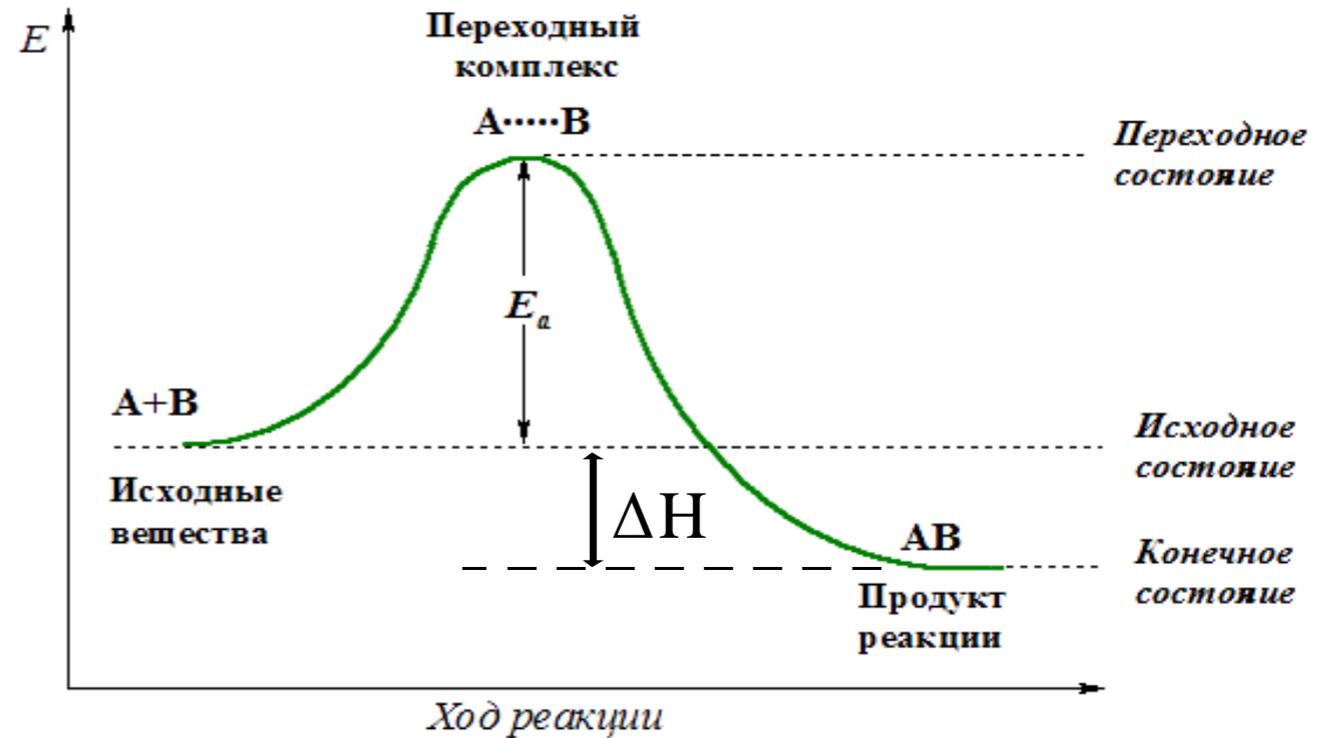
Это минимальная энергия, необходимая 1 моль вещества для того, чтобы все его частицы вступили в результативное взаимодействие.

*Источники активации:*

- термические (подвод тепла),
- излучение (свет, ультразвук, радиация)

течение реакции  $A + B \rightarrow AB + Q$

- одностадийная
- некаталитическая
- экзотермическая реакция



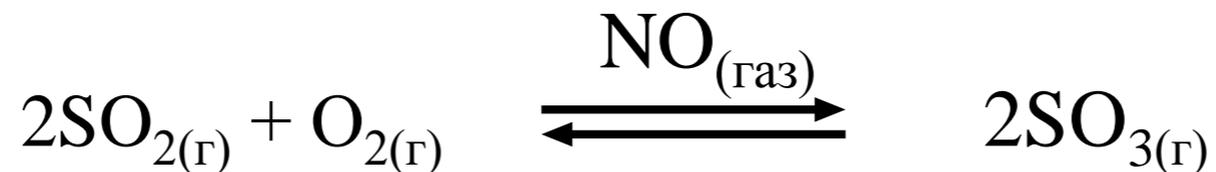
+ Q – означает *выделение теплоты* в результате реакции (**экзотермическая реакция**).

8

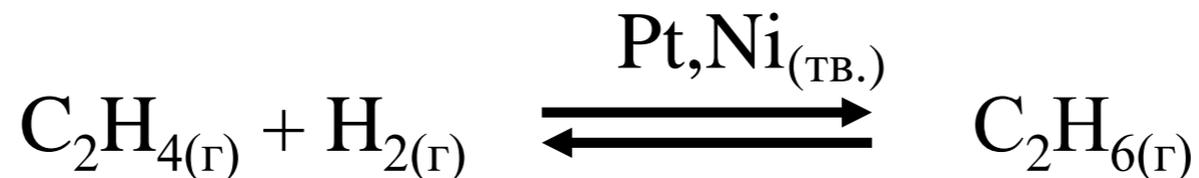
- Q – означает *поглощение теплоты* из окружающей среды в результате реакции (**эндотермическая реакция**).

## Виды катализа. Катализаторы

**Гомогенный катализ** — катализатор и реагенты находятся в одной фазе (в растворе или газовой фазе).



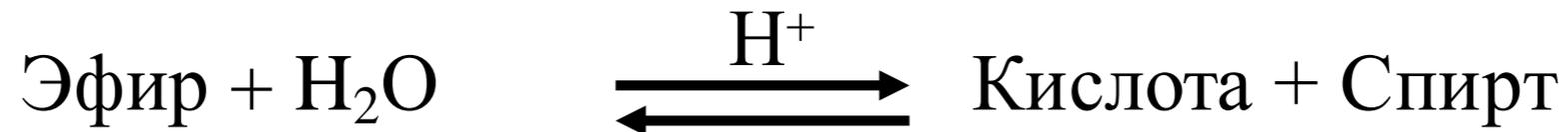
**Гетерогенный катализ** — катализатор находится в другой фазе, как правило, твердой, ускорение реакции происходит на поверхности катализатора.



**Специфические катализаторы** — ускоряют однотипные реакции ( $\text{V}_2\text{O}_5$ ).

**Универсальные катализаторы** — ускоряют разные реакции (Pt).

**Кислотно-основный катализ** — катализаторами являются кислоты или основания.



**Ингибитор** — вещество, понижающее скорость химической реакции.

## Закон Гuldберга и Вааге для обратимых реакций

*отношение произведения равновесных концентраций исходных веществ в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам, к произведению равновесных концентраций продуктов реакции есть величина постоянная при данной температуре и называется константой равновесия.*

**Обратимые реакции** — химические реакции, протекающие одновременно в двух противоположных направлениях (прямом и обратном).

**Константа химического равновесия** показывает, во сколько раз отличается скорость прямой реакции ( $v_{\text{прямой}}$ ) от скорости обратной ( $v_{\text{обратная}}$ ) при концентрациях равных 1 моль/л

$$K_{\text{равн}} = \frac{k_1}{k_2}$$

*Константа равновесия зависит от:*

- природы реагирующих веществ;
- температуры.

# Константа химического равновесия

В условиях равновесия для любого обратимого процесса:



$$V_{\text{прямой}} = k_1 \cdot C_A^a \cdot C_B^b$$

$$V_{\text{обратной}} = k_2 \cdot C_D^d \cdot C_F^f$$

В состоянии равновесия

$$V_{\text{прямой}} = V_{\text{обратной}}$$

равновесные концентрации обозначаются [символ вещества]

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[D]^d \cdot [F]^f}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Концентрации всех реагентов будут постоянными до оказания внешнего воздействия, называются *равновесные*.

$$K_{\text{равн}} = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[D]^d \cdot [F]^f}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

# Принцип Ле Шателье

Равновесие в равновесной системе всегда смещается в сторону того процесса, протекание которого уменьшает эффект внешнего воздействия на систему.

*Смещение вызывают:*

1. Изменение температуры
2. Изменение концентрации участников исходных веществ и продуктов
3. Изменение давления и объёма системы (для газов).