

Элементы химической кинетики. Основные факторы, влияющие на скорость реакции. Кинетические уравнения реакций 0, I, II порядков

Лекция №5 курса
«Общая химия»

Лектор: проф. Иванова Надежда Семёновна



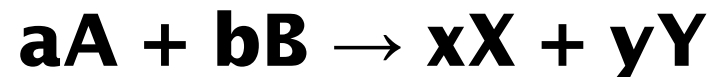
Основные понятия кинетики

Кинетика – раздел химии, изучающий механизмы химических реакций и скорости их протекания.

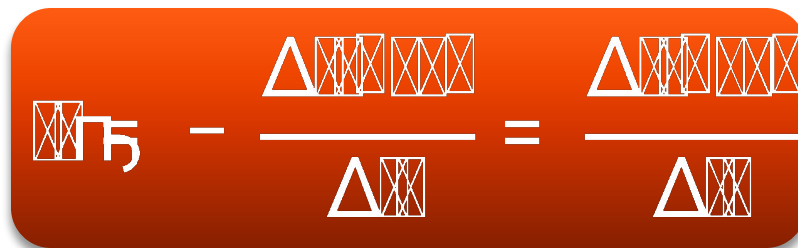
Скорость – основное понятие кинетики.

Основные понятия кинетики

Для реакции в общем виде



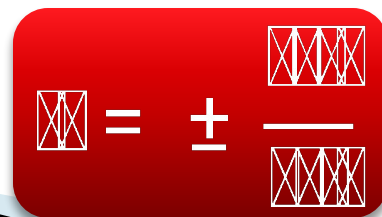
скорость описывается **кинетическим уравнением:**



The diagram shows a rounded orange rectangle containing a chemical equation. On the left is a reactant represented by a square with a cross-hatch pattern and the letter 'A'. This is followed by a minus sign, a fraction with a delta symbol and a cross-hatched square in the numerator and a delta symbol and a cross-hatched square in the denominator, an equals sign, and another fraction with a delta symbol and a cross-hatched square in the numerator and a delta symbol and a cross-hatched square in the denominator.

$$A - \frac{\Delta A}{\Delta t} = \frac{\Delta A}{\Delta t}$$

Выражение для
средней скорости



Выражение для истинной
скорости

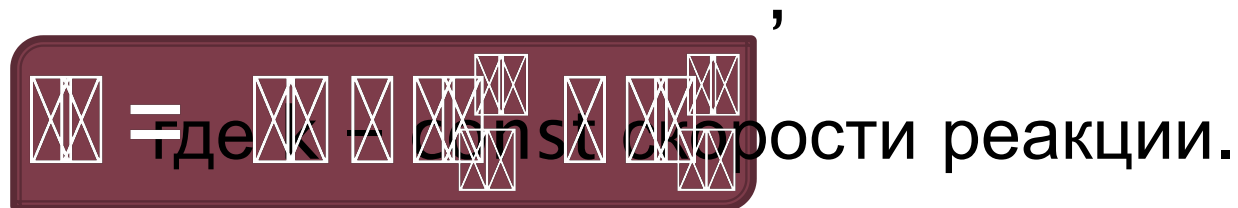
Факторы, влияющие на скорость

1. Природа реагирующих веществ:

определяется видом частиц (атомы, молекулы, ионы).

2. Концентрация реагирующих веществ:

описывается законом действующих масс (ЗДМ)



Факторы, влияющие на скорость

3. Температура: описывается правилом Вант-Гоффа

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{\Delta}{10}$$

Для химических реакций

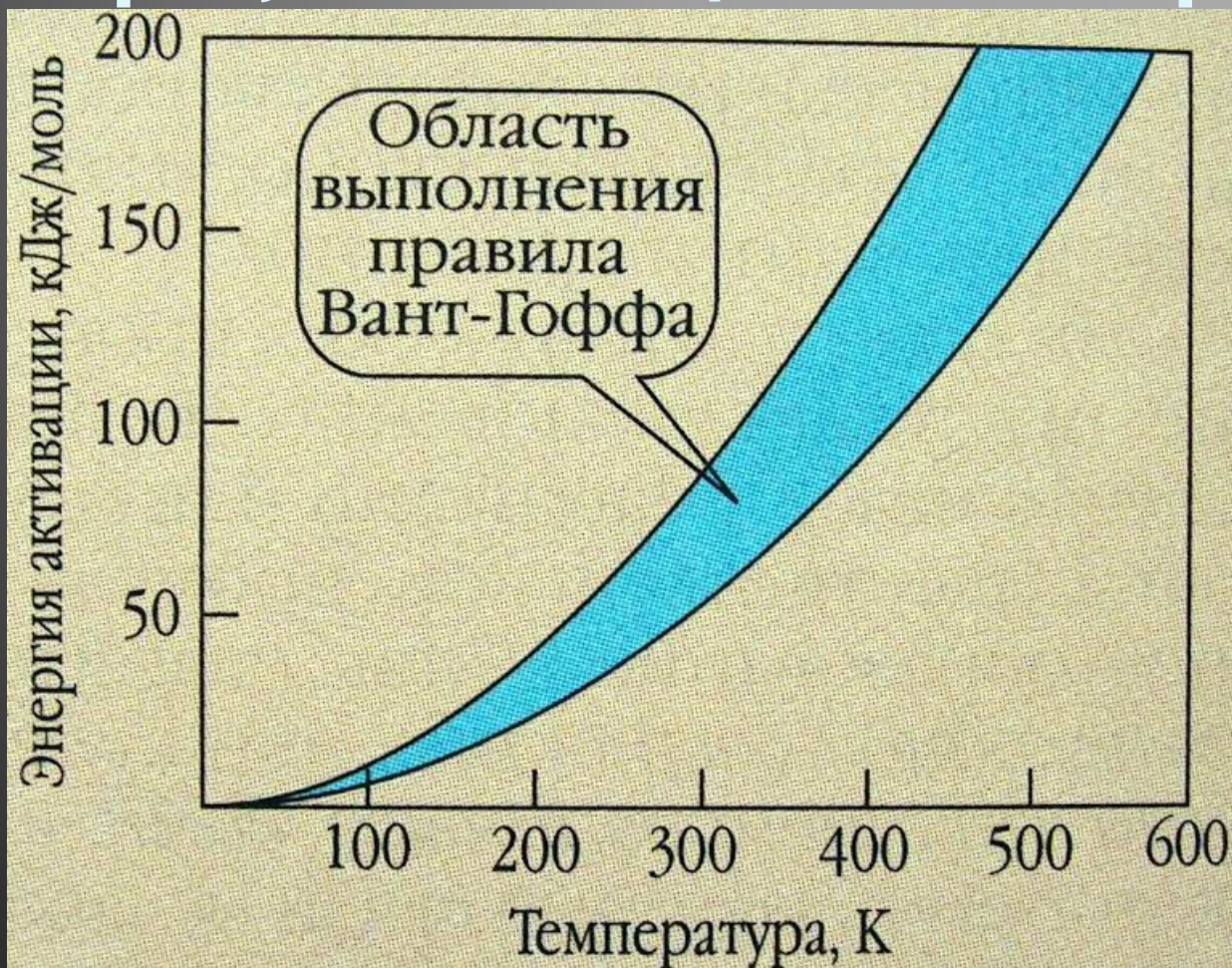
$\gamma = 2-4$, для ферментативных

$\gamma = 7-9$.



Якоб Хендрик Вант-Гофф
(1852-1911)

Факторы, влияющие на скорость



Соотношение между энергией активации и температурой, при котором выполняется правило Вант-Гоффа.

Основные положения теории активных соударений

Для эффективного взаимодействия частицы должны:

1. столкнуться;
2. иметь благоприятную ориентацию;
3. обладать достаточной энергией.



СВАНТЕ АВГУСТ АРРЕНИУС
(1859-1927)

Энергия активации



где E_a (кДж/моль) – энергия активации.

E_a – минимальная энергия частиц,

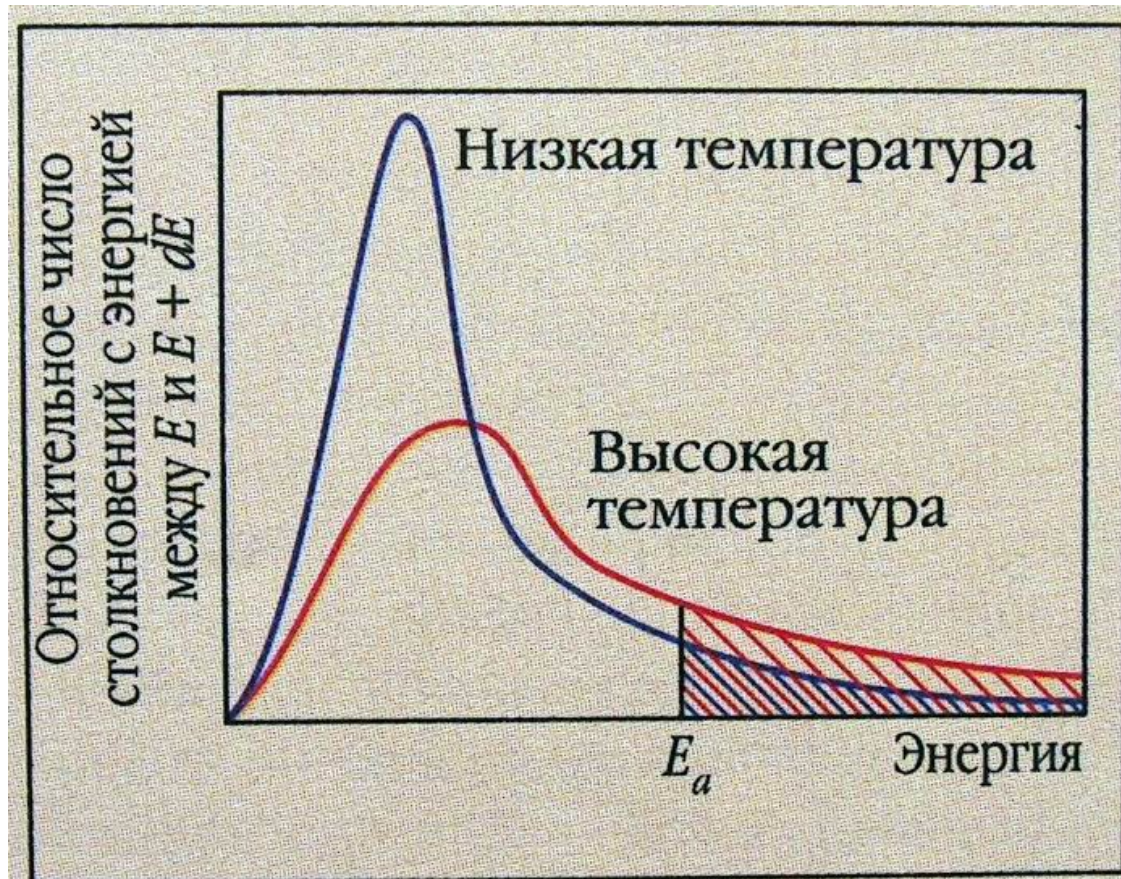
достаточная для того, чтобы частицы вступили

в реакцию.

$$\ln \frac{N_2}{N_1} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Уравнения Аррениуса

Повышение доли активных молекул с ростом T



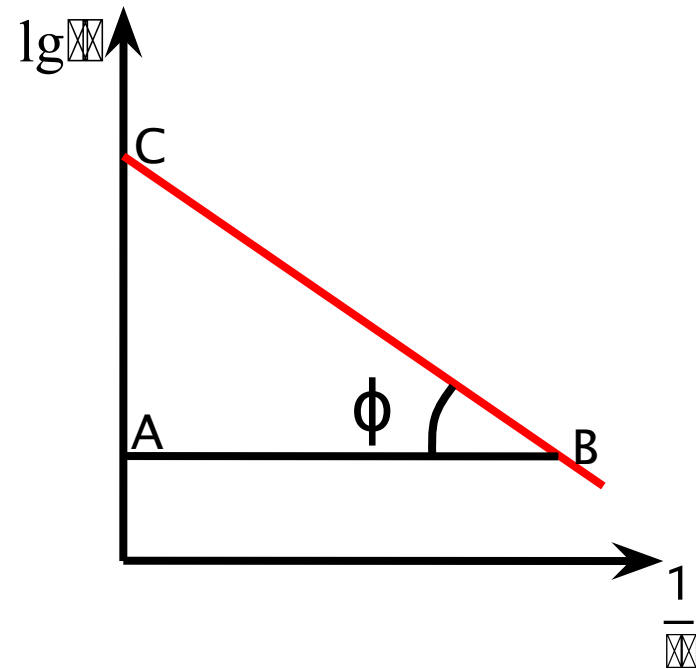
При повышении температуры доля молекул, энергия которых превышает значение энергии активации, быстро растёт.

Способы расчёта E_a

1. По уравнению Аррениуса.

2. Графический

$$\lg k = - \frac{E_a}{2,3RT}$$



Молекулярность реакции

Число молекул реагентов, участвующих в простой одностадийной реакции, состоящей из одного элементарного акта, называется **МОЛЕКУЛЯРНОСТЬЮ** реакции.

Мономолекулярная реакция: $\text{C}_2\text{H}_6 \rightarrow 2\text{CH}_3\cdot$

Бимолекулярная реакция: $\text{CH}_3\cdot + \text{CH}_3\cdot \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$

Пример относительно редкой тримолекулярной реакции: $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$

Молекулярность связана с механизмом
реакции!

Порядок реакции – ...

... Σ всех показателей степеней концентраций реагирующих веществ в ЗДМ.

$$; \quad \Pi = a + b$$

Порядок реакции по веществу А равен a .

Порядок реакции отражает общую зависимость скорости от концентрации и часто не совпадает с молекулярностью.

Кинетические уравнения для элементарных реакций 0, I и II порядка

П	Кинетическое уравнение в интегральной форме	Единицы измерения k	Период полупревращения
0	$k = \frac{[A]_0 - [A]}{t}$	$\text{моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$	$t_{1/2} = \frac{[A]_0}{2k}$
I	$k = \frac{1}{t} \ln \frac{[A]_0}{[A]}$	с^{-1}	$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$
II	$k = \frac{1}{t} \left(\frac{1}{[A]} - \frac{1}{[A]_0} \right)$	$\text{моль}^{-1} \cdot \text{с}^{-1} \cdot \text{л}$	$t_{1/2} = \frac{1}{k[A]_0}$

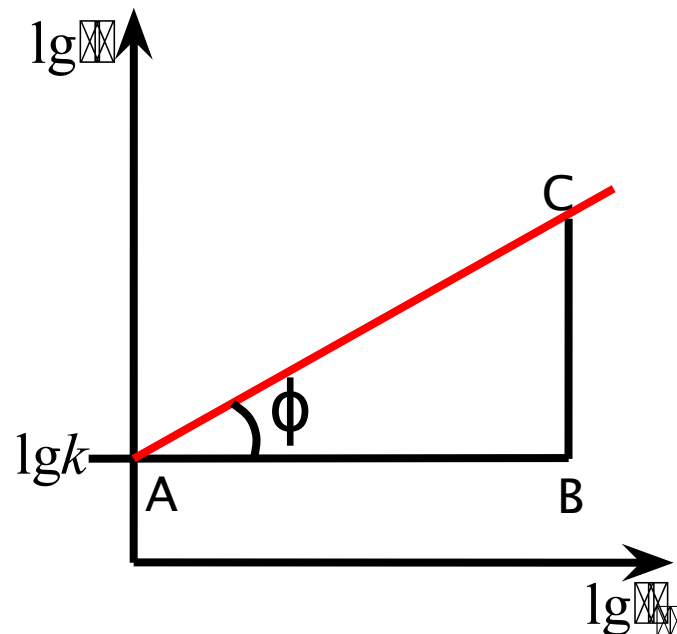
Методы определения Π

1. Метод изолирования Оствальда.

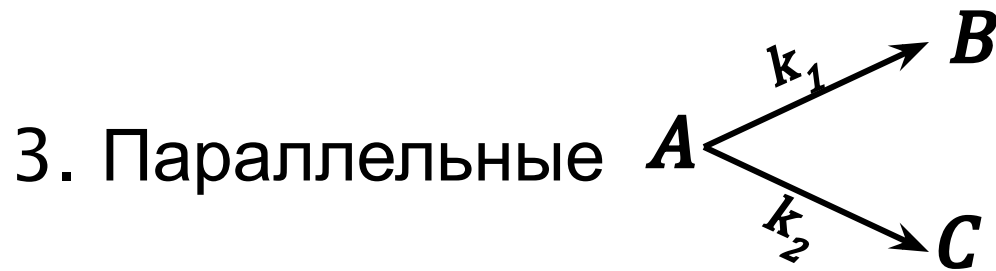
2. Метод подбора кинетических уравнений.

3. Графический

$$\operatorname{tg} \phi = \Pi$$

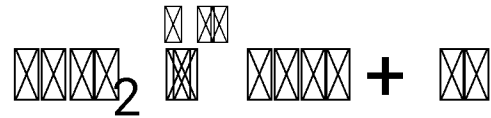
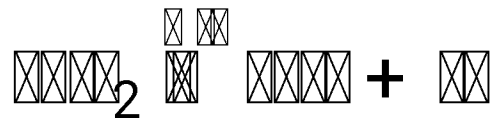


Сложные реакции

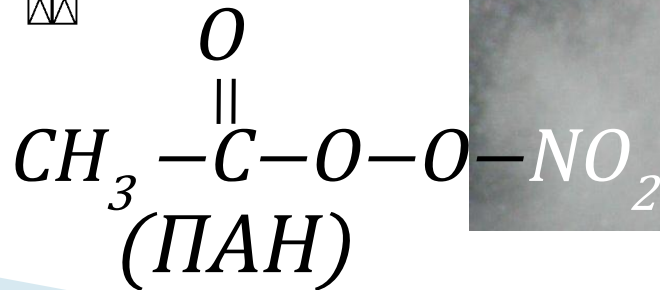
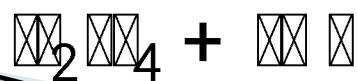


Сложные реакции

5. Цепные реакции – следующие друг за другом реакции, в которых участвуют свободные радикалы.



...



Москва 2002



Пекин 2005



Нью-Йорк 2008



London 2006

Singapor 2006



**СПАСИБО ЗА
ВНИМАНИЕ!**