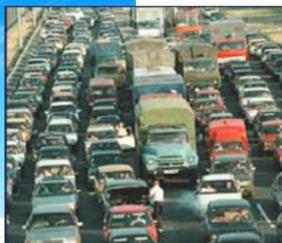


Химическая кинетика



Скорость химических
реакций



ЛЕКЦИЯ № 6

УСТИНОВА
ЭЛЬВИРА МАРАТОВНА

План лекции

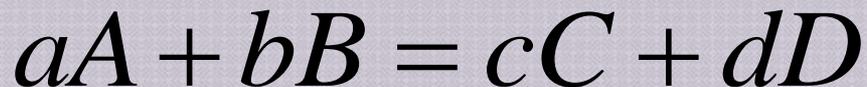
2

1. Скорость химической реакции
2. Классификация химических реакций
3. Закон действующих масс
4. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа
5. Энергия активации. Уравнение Аррениуса
6. Влияние давления на скорость химической реакция
7. Катализ

Основные понятия

3

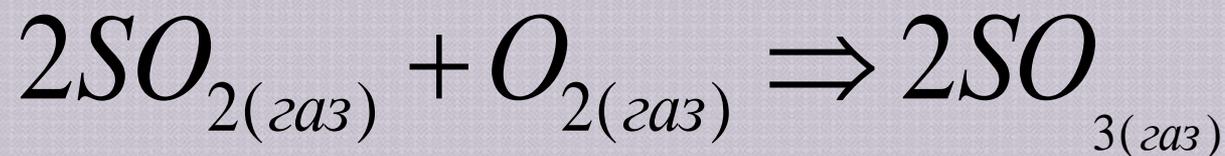
- **Химическая кинетика** - раздел химии, изучающий протекание реакции во времени, зависимость скорости реакции от различных факторов, а также механизм реакции.



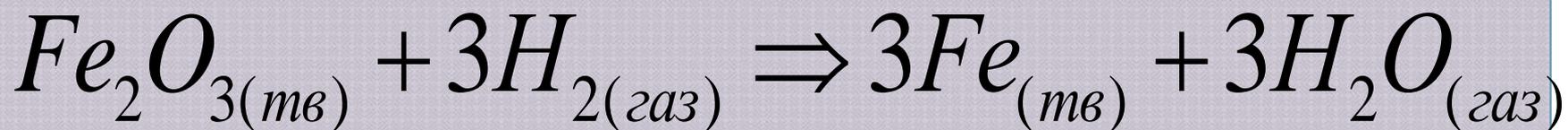
$$V = \frac{-\Delta C_A}{\Delta t} = \frac{-\Delta C_B}{\Delta t} = \frac{\Delta C_C}{\Delta t} = \frac{\Delta C_D}{\Delta t}$$

Классификация химических реакций

а) **Гомогенные**- реакции в которых реагенты находятся в одном агрегатном состоянии



б) **Гетерогенные**- реакции в которых реагенты находятся в различных агрегатных состояниях.



Химические реакции



Химические реакции
(по механизму)

Простые
(элементарные)

Сложные

Простые реакции делятся на:

6

- мономолекулярные
 - бимолекулярные
 - тримолекулярные

Сложные реакции

7

Сложные реакции протекают в несколько стадий с образованием промежуточных продуктов. Сложные реакции бывают:

- последовательные
- параллельные реакции
- цепные реакции

Скорость химической реакции



Скорость химической реакции - число элементарных актов взаимодействия реагентов в единицу времени для гомогенных реакций или на единице поверхности для гетерогенных.

Скорость химической реакции

9

На практике *скорость химической реакции* выражается изменением концентрации реагентов или продуктов в единицу времени.

Факторы, влияющие на скорость химической реакции

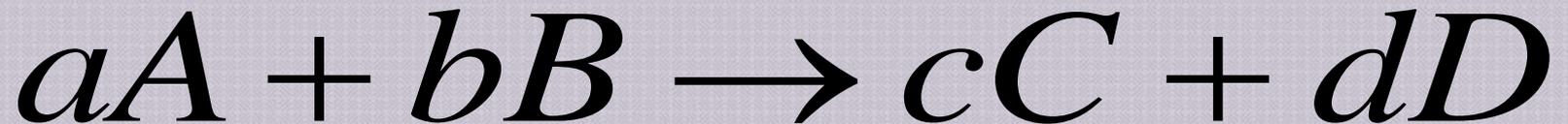
10

Скорость хим. р-ции зависит от:

1. Природы реагирующих в-в
2. Концентрации реагентов
3. Температуры
4. Агрегатного состояния реагентов
5. Величина поверхности раздела фаз (для гетерогенных реакций)
6. Катализатор

Закон действующих масс (К.Гульдберги Б.Вааге, 1867)

- Скорость химической реакции пропорциональна концентрации реагентов в степенях,
- равных стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции.



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

Порядок реакции

12

- Если реакция сложная, то происходит ряд промежуточных превращений и порядок реакции равен порядку реакции **лимитирующей стадии**.
- В сложных реакциях порядок реакции не совпадает с ее молекулярностью.
- **Молекулярность** - это число одновременно сталкивающихся молекул.

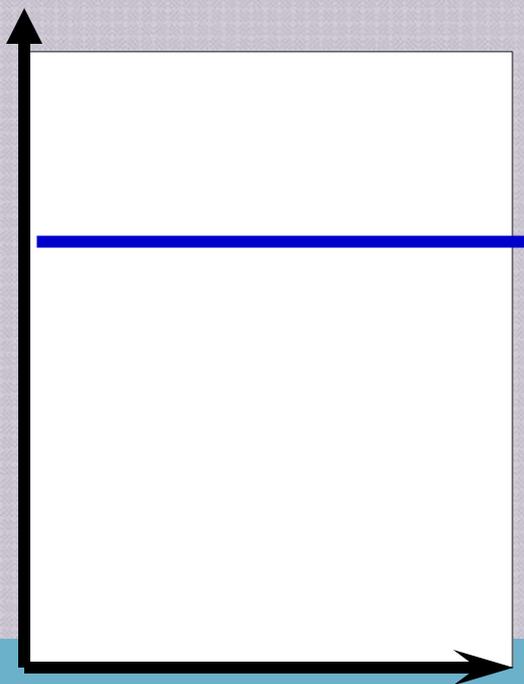
Графическое определение порядка реакции в координатах (С; t)

Если построить зависимость в координатах концентрация от времени, то можно графически определить порядок реакции

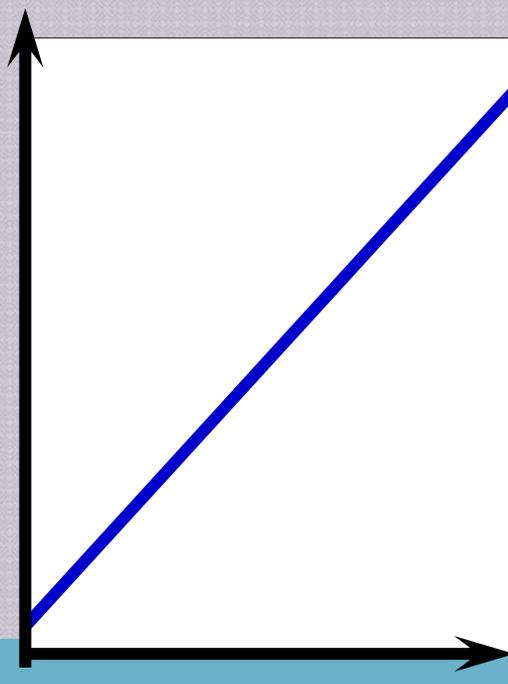
Графическое определение порядка реакции

14

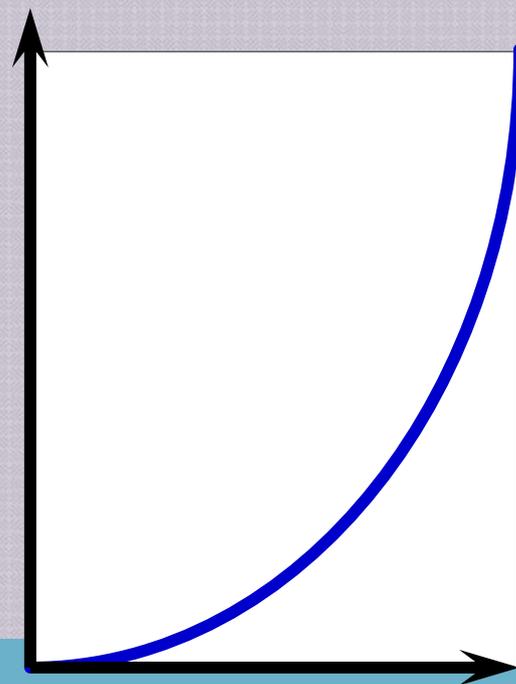
$n=0$



$n=1$



$n=2$



Влияние температуры на скорость химической реакции.

15

Правило Вант-Гоффа:

- Чем выше температура, тем больше скорость химической реакции.
- При увеличении температуры на каждые 10^0 скорость химической реакции увеличивается в 2-4 раза .

Температурный коэффициент

16

$$\frac{V_2}{V_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} \quad T_2 > T_1$$

- γ – температурный коэффициент Вант-Гоффа, показывает во сколько раз возросла скорость химической реакции.

Энергия активации



- Уравнение Аррениуса

$$k = k_0 \cdot e^{-E_a/RT}$$

Энергия активации – это та минимальная энергия молекул, которая необходима для того, чтобы при столкновении этих молекул произошло химическое взаимодействие. Молекулы, обладающие такой энергией, называются активными.



- Скорость химической реакции в значительной мере зависит от энергии активации. Для подавляющего большинства реакций она лежит в пределах от 50 до 250 кДж/моль. Реакции для которых $E_a > 150$ кДж/моль при комнатной температуре практически не протекают.

Влияние давления на скорость химической реакции

19

- \uparrow давления \rightarrow \uparrow КОНЦ-ЦИИ
газа \rightarrow \uparrow V х.р.
- \downarrow давления \rightarrow \downarrow КОНЦ-ЦИИ
газа \rightarrow \downarrow V х.р.

Катализ

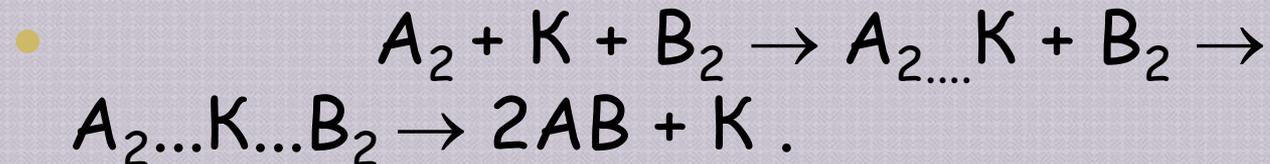
- **Катализом** называется явление увеличения скорости химических реакций в присутствии посторонних веществ - катализаторов в результате изменения механизма протекания реакции.

Катализаторы

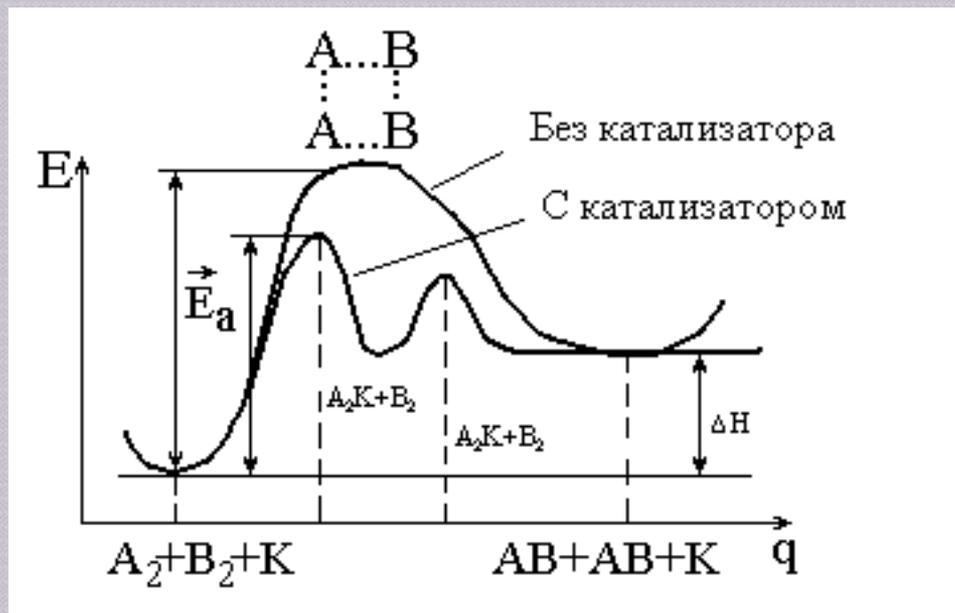
- Катализаторами называются вещества, которые изменяют скорость химической реакции вследствие многократного участия в промежуточных химических взаимодействиях с реагентами, но которые после каждого цикла промежуточного взаимодействия восстанавливают свой состав.



- для реакции $A_2 + B_2 = 2AB$
- участие катализатора К можно выразить уравнением



Энергетическая схема хода реакции с катализатором и без катализатора



Гомогенный и гетерогенный катализ

- При гомогенном катализе катализатор и реагенты составляют одну фазу - газовую или жидкую:
- $\text{CO}_{(г)} + \text{NO}_{2(г)} \rightarrow \text{CO}_{2(г)} + \text{NO}_{(г)}$,
- $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightarrow 2\text{NO}_{2(г)}$

Гетерогенный катализ

- При гетерогенном катализе катализатор является твердым веществом, а реагенты – газы или жидкости.
- $\text{SO}_{2(\Gamma)} + \text{O}_{2(\Gamma)} \rightarrow \text{SO}_{3(\Gamma)}$.

- Эффективность гетерогенных катализаторов обычно намного больше чем гомогенных.
- Скорость каталитических реакций в случае гомогенного катализатора зависит от его концентрации, а в случае гетерогенного от его удельной поверхности - чем она больше, тем больше скорость.

Примеры. *Возможные продукты взаимодействия оксида углерода (II) и водорода при 300-400 С в присутствии различных катализаторов*



Реагенты	Продукты	Катализаторы
CO + H ₂	→ Парафины	Co, Ni, Ru
	→ Олефины	Fe
	→ Высшие спирты	ZnO·Cr ₂ O ₃ + щелочь
	→ Метанол	ZnO·CuO, ZnO·CrO ₃
	→ Кислородсодержащие соединения	Fe + BeO