

# КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Учебное пособие  
Учебное

## ПЛАН

1. Скорость химической реакции. Гомогенные и гетерогенные системы.
2. Факторы, влияющие на скорость реакции: концентрация, природа реагирующих веществ, температура, катализатор.
3. Химическое равновесие.



## 1. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ. ГОМОГЕННЫЕ И ГЕТЕРОГЕННЫЕ СИСТЕМЫ.

**СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ** – это изменение концентрации реагирующего вещества за единицу времени в единице объема системы – для гомогенной реакции, или на единице площади поверхности раздела фаз – для гетерогенной реакции.

$$V = \pm \frac{\Delta C}{\Delta \tau}$$

где  $V$  – скорость реакции ( моль/л\*с )

$\Delta C$  – изменение концентрации ( моль/л )

$\Delta \tau$  - интервал времени ( с )

**СИСТЕМА** –

**ФАЗА** –

**ГОМОГЕННАЯ СИСТЕМА** –

## ГЕТЕРОГЕННАЯ СИСТЕМА –

### 2. ФАКТОРЫ, ВЛИЯЮЩИЕ НА СКОРОСТЬ РЕАКЦИИ

#### 2а) Влияние концентрации реагирующих веществ

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ выражается **законом действия масс** (закон Гульдберга и Вааге).

#### ЗАКОН ДЕЙСТВИЯ МАСС –

Т.е. для реакции  $aA + bB \rightarrow C$  закон действия масс имеет вид  $V = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b$ . Здесь  $k$  – константа скорости данной реакции,  $[A]$  и  $[B]$  – молярные концентрации веществ А и В ( моль/л ),  $a$  и  $b$  – стехиометрические коэффициенты реакции.

#### *Например:*

1.  $3H_2_{(газ)} + N_2_{(газ)} \rightarrow 2NH_3$  ;  $V = k \cdot [H_2]^3 \cdot [N_2]$ .
2.  $2NaOH_{(р-р)} + H_2SO_4_{(р-р)} \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$  ;  $V = k \cdot [NaOH]^2 \cdot [H_2SO_4]$ .
3.  $CaO_{(тв)} + H_2O_{(ж)} \rightarrow Ca(OH)_2$  ;  $V = k$ . В данном случае оксид кальция – твердое вещество, вода – жидкость, концентрации нет – есть определенное количество оксида кальция и определенное количество воды. Таким образом, если реагирующие вещества не являются газами или не находятся в растворе, то их концентрации считаются равными единице.

#### 2б) Влияние природы реагирующих веществ

***2в) Влияние температуры***

**2г) Влияние катализатора****КАТАЛИЗАТОР –****ИНГИБИТОР –****КАТАЛИТИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ –****КАТАЛИЗ –****ГОМОГЕННЫЙ КАТАЛИЗ –****ГЕТЕРОГЕННЫЙ КАТАЛИЗ –*****МЕХАНИЗМ КАТАЛИТИЧЕСКОГО ДЕЙСТВИЯ***

### 3. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Химические реакции бывают *обратимыми* и *необратимыми*. **Необратимые** реакции протекают до конца, т.е. до полного израсходования одного из реагирующих веществ. **Обратимые** реакции протекают не до конца. В определенный момент времени помимо прямой реакции начинается обратная. Прямая и обратная реакции протекают одновременно, но с разными скоростями. Когда скорость обратной реакции становится равна скорости прямой – наступает *химическое равновесие*. При химическом равновесии никаких изменений в системе заметить нельзя, т.к. количество веществ, прореагировавших с образованием продукта реакции, равно количеству продукта, распавшегося до исходных реагентов.

**ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ** – это динамическое состояние системы в котором при постоянстве внешних условий скорости прямой и обратной реакций равны.

Состояние равновесия является динамическим (т.е. подвижным) потому, что достаточно небольшого внешнего воздействия, чтобы вывести систему из этого состояния. Таким образом, равновесное состояние неустойчиво.

**КОНСТАНТА ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ**

## СМЕЩЕНИЕ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

Химическое равновесие можно преднамеренно сместить в сторону продуктов реакции (например, для того, чтобы получить больший выход продукта) или в сторону исходных веществ (если данная реакция по какой-либо причине нежелательна). Для того, чтобы вывести систему из состояния равновесия, необходимо изменить внешние условия.

Направление смещения химического равновесия в зависимости от изменения внешних факторов описывается *принципом Ле Шателье*.

**ПРИНЦИП ЛЕ ШАТЕЛЬЕ** – *если на систему, находящуюся в равновесии, оказать какое-либо внешнее воздействие, то равновесие сместится в сторону процесса, уменьшающего это воздействие.*

Внешнее воздействие может выражаться в изменении температуры, давления или концентрации реагирующих веществ.

- **ТЕМПЕРАТУРА**

- **ДАВЛЕНИЕ**

- **КОНЦЕНТРАЦИЯ**

***ВЛИЯНИЕ КАТАЛИЗАТОРА НА СМЕЩЕНИЕ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ***

Катализатор не смещает химическое равновесие. Он изменяет энергию активации прямой и обратной реакций на одну и ту же величину, т.е. одинаково увеличивает скорости как прямой, так и обратной реакций. Таким образом, присутствие в системе катализатора ускоряет наступление химического равновесия, но никак не влияет на выход продукта реакции.