

ГОУ ВПО «Донбасская Национальная академия строительства и архитектуры»,

кафедра «Прикладная химия»

Курс лекций по дисциплине «Химия»

для студентов 1 курса

Направление подготовки – 08.03.01 Строительство



## Лекция №3 «Химическая кинетика. Равновесие»



Составил:  
Ташкинов Ю.А.

Макеевка, 2019



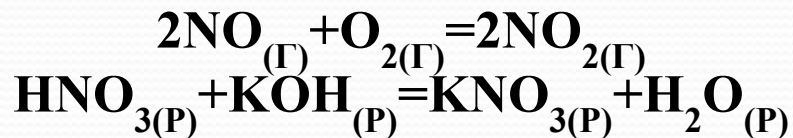
# Химическая кинетика

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

## Химические реакции



**В гомогенных реакциях** отсутствуют поверхности раздела между реагентами (реагирующие вещества находятся в одном агрегатном состоянии), поэтому их взаимодействие протекает по всему объёму системы.



**В гетерогенных реакциях** есть поверхность раздела между реагентами (реагирующие вещества находятся в разных агрегатных состояниях), взаимодействие протекает на поверхности раздела фаз.

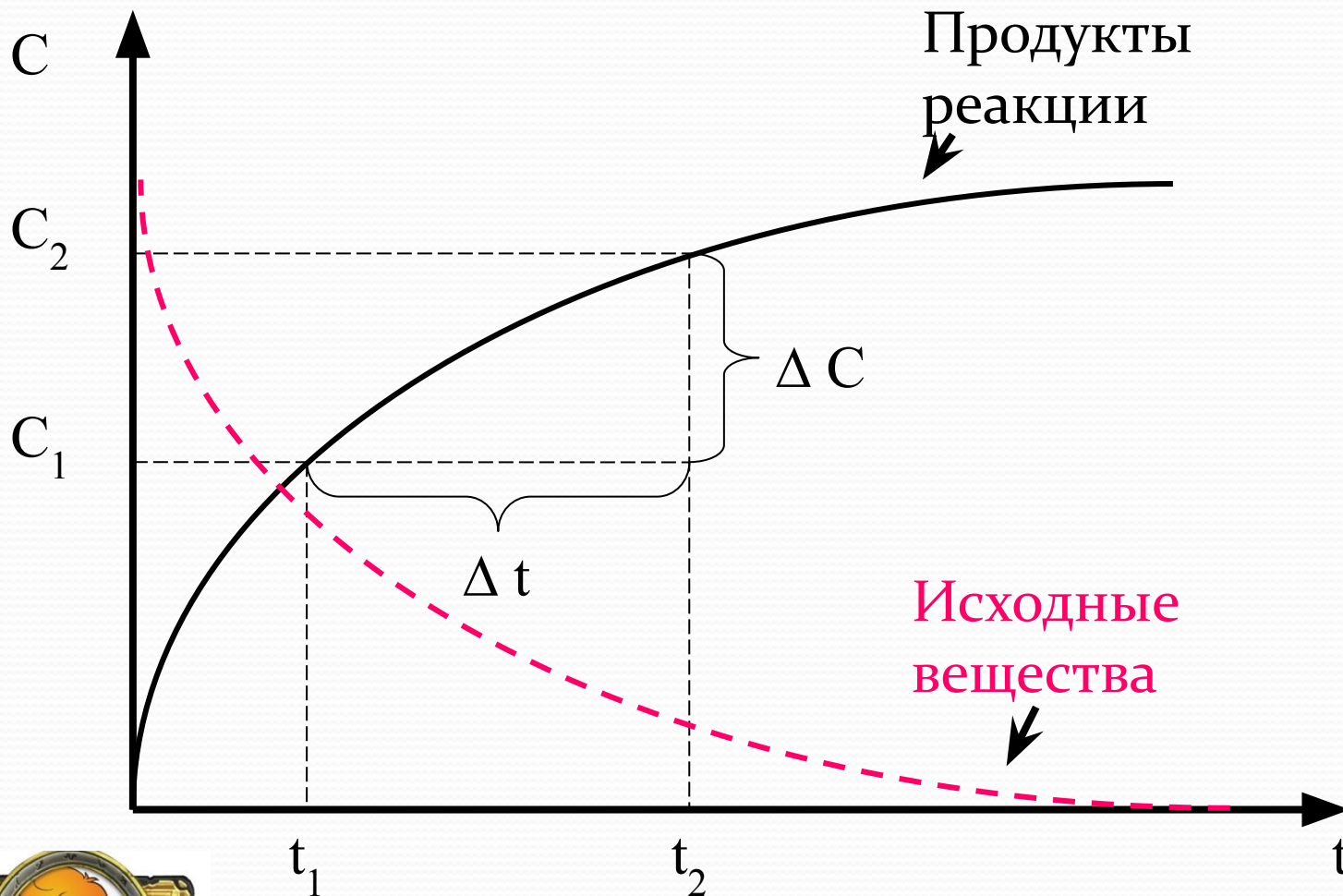




**Катализатором** называют вещество, участвующее в реакции и изменяющее ее скорость, но остающееся химически неизменным в результате реакции.

Катализ бывает положительный, когда скорость реакции возрастает, и отрицательный, когда скорость реакции уменьшается (в этом случае катализатор называют **ингибитором**).

Два типа каталитических реакций: **гомогенный катализ** (катализатор и реакционная смесь находятся в одной фазе) и **гетерогенный катализ** (катализатор и реакционная смесь находятся в разных фазах).







## Скорость химической реакции

- изменение концентрации любого участника реакции в единицу времени:

$$v = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

Знак «+» – для продуктов реакции, знак «-» – для исходных веществ.

Ед. измерения: моль/л·с, или моль/м<sup>2</sup>·с.





**Якоб Хендрик Вант-Гофф**  
(нидерл. *Jacobus Henricus (Henry) van 't Hoff*; 30 августа 1852, Роттердам — 1 марта 1911, Берлин) — голландский химик, первый лауреат Нобелевской премии по химии (1901 год) «В знак признания огромной важности открытия законов химической динамики и осмотического давления в растворах».





# Правило Вант-Гоффа:

С увеличением температуры на каждые  $10^\circ$  скорость химической реакции возрастает в 2-4 раза:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} \quad \frac{\tau_1}{\tau_2} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

где  $v_2$  и  $v_1$  - скорости реакции при температурах  $T_2$  и  $T_1$  соответственно;  
 $\gamma$  - температурный коэффициент.

$\tau_2$  и  $\tau_1$  - время, затраченное на реакцию при температурах соответственно  $T_2$  и  $T_1$



## Факторы, влияющие на скорость реакции:

- природа реагирующих веществ;
- концентрация;
- давление (только для газов);
- температура;
- наличие катализатора;
- площадь поверхности раздела фаз (для гетерогенных реакций).







# Химическое равновесие



Химические реакции

Необратимые  
(протекают  
только в одном  
направлении)

Обратимые  
(одновременно протекают две  
взаимно противоположенные  
реакции)

Состояние обратимого процесса, при котором скорости прямой и обратной реакции равны, называют **химическим равновесием**.

Концентрации всех веществ системы, которые устанавливаются в ней при наступлении состояния химического равновесия, называются **равновесными концентрациями**.

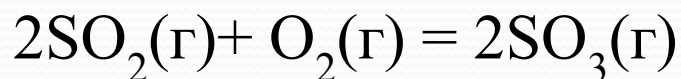


## КОНСТАНТА ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

**Константа химического равновесия** - это отношение произведения равновесных концентраций продуктов реакции к произведению равновесных концентраций исходных веществ, при чем все вещества находятся в степенях численно равных их стехиометрическим коэффициентам.

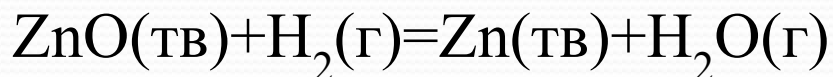
$$K_p = \frac{k_{\text{пр}}}{k_{\text{обр}}} = \frac{[C]_p^c \cdot [D]_p^d}{[A]_p^a \cdot [B]_p^b} \quad \Delta G^0 = -2,3RT \lg K_p$$

Для гомогенных реакций:



$$K_p = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}$$

Для гетерогенных реакций:



$$K_p = \frac{[\text{H}_2\text{O}]}{[\text{H}_2]}$$



## ПРИНЦИП ЛЕ ШАТЕЛЬЕ



Смещение равновесия происходит по принципу Ле Шателье:

**Если на систему, находящуюся в устойчивом равновесии, воздействовать извне, изменяя какое либо из условий, определяющих положение равновесия, то в системе усилится то из направлений процесса, которое ослабляет влияние воздействия, и положение равновесия сместится в том же направлении.**

1. Увеличение концентрации исходных веществ смещает равновесие в сторону увеличения концентрации продуктов реакции. И наоборот.
2. Увеличение давления смещает равновесие в сторону уменьшения объема системы.
3. Влияние температуры: увеличение температуры смещает равновесие в сторону того процесса, который сопровождается поглощением тепла.



## Как запомнить химию



исходные  
вещества

Продукты  
реакции

*Принцип Ле Шателье:*

*если в системе повысить концентрацию исходных веществ  
или понизить концентрацию продуктов реакции,  
то равновесие сместится вправо*

*Если в 1 из касс будет меньше людей,  
то часть очереди перейдет к другой кассе*





## Как запомнить химию

Представьте, что после двухчасовой тренировки Вам предлагают вместо душа пойти в парилку  
Я бы отказался=)

*А вот от мороженого не отказался бы!*

Если повысить температуру в случае **экзотермической** реакции, равновесие сместится в сторону обратной реакции





## Как запомнить химию

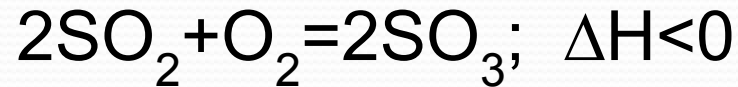
Представьте, что при 30-градусном морозе  
Вам предлагают мороженое  
Я бы отказался=)

Если понизить температуру в случае  
**эндотермической** реакции, равновесие  
сместится в сторону обратной реакции

European  
Climate  
Exchange



для реакции



- $\uparrow [\text{SO}_2]$  смещает равновесие вправо;
- $\downarrow [\text{SO}_2]$  смещает равновесие влево;
- $\uparrow p$  смещает равновесие вправо;
- $\downarrow p$  смещает равновесие влево;
- $\uparrow T$  смещает равновесие влево;
- $\downarrow T$  смещает равновесие вправо.







Спасибо за  
внимание

