



Лекция 5

"Химическая кинетика и катализ Смещение химического равновесия"

ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И КАТАЛИЗ

Химическая кинетика - учение о скорости химических реакций и зависимости ее от различных факторов - природы и концентрации реагирующих веществ, давления, температуры, катализаторов.

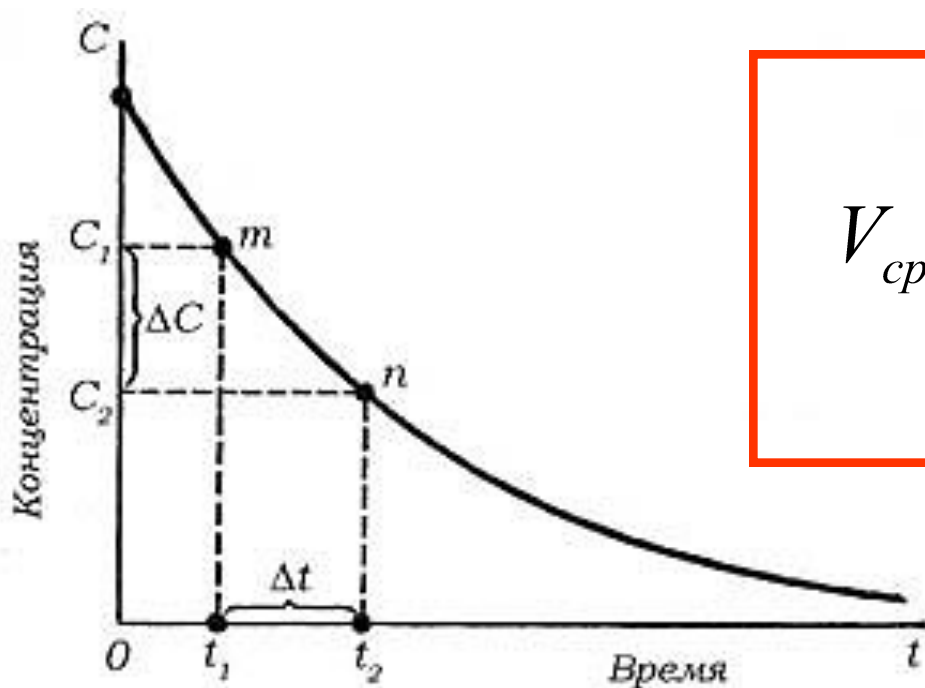
Взрыв -
тысячные доли
секунды

Ржавчина - несколько часов

Антрацит -
сотни,
тысячи лет.

Управление химическим процессом является ²главной задачей химической кинетики.

Скорость реакции - изменение концентрации реагирующих веществ в единицу времени.



$$V_{cp} = -\frac{\Delta C}{\Delta t} \quad \text{моль/л·сек}$$

За промежуток времени $\Delta t = t_2 - t_1$ концентрация реагирующих веществ уменьшается на $-\Delta C = C_1 - C_2$

ФАКТОРЫ, ВЛИЯЮЩИЕ НА СКОРОСТЬ ГОМОГЕННЫХ РЕАКЦИЙ

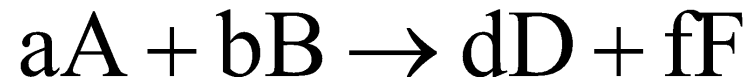
- ✓ концентрация реагентов
- ✓ природа реагирующих веществ
 - ✓ температура
 - ✓ катализатор

Влияние концентрации реагентов

Скорость химической реакции зависит от концентрации реагирующих веществ - чем выше концентрация, тем больше скорость реакции

Закон действующих масс – ЗДМ (принцип Гильдберга - Вааге)

Скорость гомогенной реакции при постоянной температуре пропорциональна произведению *молярных* концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени, численно равные их стехиометрическим коэффициентам.



$$v = k[A]^a[B]^b$$

k - константа скорости
химической реакции

$$v = k[A]^a [B]^b$$

k - константа скорости химической реакции

(удельная скорость реакции) численно равна скорости химической реакции при концентрациях всех реагирующих веществ, равных 1 моль/л и зависит от:

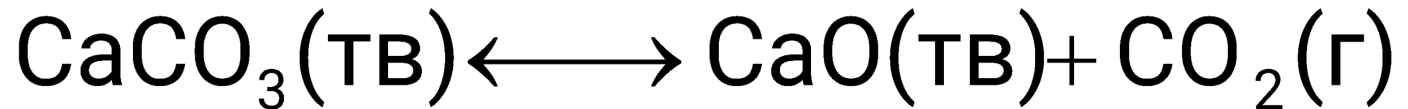
- ✓ природы реагирующих веществ
- ✓ температуры
- ✓ катализатора

k не зависит от концентрации реагирующих веществ!

Задание 1.

Скорость синтеза аммиака при повышении концентраций азота и водорода в три раза увеличивается в _____ раз.

Концентрации твердых веществ в гетерогенных системах не входят в выражение константы химического равновесия !!!



$$\overset{\boxtimes}{v} = \overset{\boxtimes}{k}$$

**Прямая реакция
- реакция нулевого порядка**

$$\overset{\boxtimes}{v} = \overset{\boxtimes}{k} [\text{CO}_2]$$

**Обратная реакция
- реакция первого порядка**

Вместе с тем, чем больше поверхность соприкосновения, тем быстрее протекает реакция. Поверхность твердых веществ может быть увеличена путем их измельчения, а для растворимых веществ - путем их растворения.

Рост поверхности раздела с уменьшением размеров частиц

Длина ребра, м	Число кубиков	Суммарная площадь, м ²
10^{-2}	1	$6 \cdot 10^{-4}$
10^{-3}	10^3	$6 \cdot 10^{-3}$
10^{-4}	10^6	$6 \cdot 10^{-2}$
10^{-5}	10^9	$6 \cdot 10^{-1}$
10^{-6}	10^{12}	$6 \cdot 10^0$
10^{-7}	10^{15}	$6 \cdot 10^1$
10^{-8}	10^{18}	$6 \cdot 10^2$
10^{-9}	10^{21}	$6 \cdot 10^3$

Рост поверхности раздела с уменьшением размеров частиц

Длина ребра, м	Число кубиков	Суммарная площадь, м ²
10^{-2}	1	$6 \cdot 10^{-4}$
10^{-3}	10^3	$6 \cdot 10^{-3}$
10^{-4}	10^6	$6 \cdot 10^{-2}$
10^{-5}	10^9	$6 \cdot 10^{-1}$
10^{-6}	10^{12}	$6 \cdot 10^0$
10^{-7}	10^{15}	$6 \cdot 10^1$
10^{-8}	10^{18}	$6 \cdot 10^2$
10^{-9}	10^{21}	$6 \cdot 10^3$

Задание 2

Как изменится скорость реакции выделения водорода $\text{Mg} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$, если кусочек магния массой 1 г измельчить на 1000 одинаковых кубиков?

- 1) не изменится
- 2) возрастет примерно в 10 раз
- 3) возрастет примерно в 100 раз
- 4) возрастет примерно в 1000 раз

Рост поверхности раздела с уменьшением размеров частиц

Длина ребра, м	Число кубиков	Суммарная площадь, м ²
10^{-2}	1	$6 \cdot 10^{-4}$
10^{-3}	10^3	$6 \cdot 10^{-3}$
10^{-4}	10^6	$6 \cdot 10^{-2}$
10^{-5}	10^9	$6 \cdot 10^{-1}$
10^{-6}	10^{12}	$6 \cdot 10^0$
10^{-7}	10^{15}	$6 \cdot 10^1$
10^{-8}	10^{18}	$6 \cdot 10^2$
10^{-9}	10^{21}	$6 \cdot 10^3$

Задание 3

Реакция, скорость которой зависит от площади поверхности соприкосновения реагирующих веществ, - это:

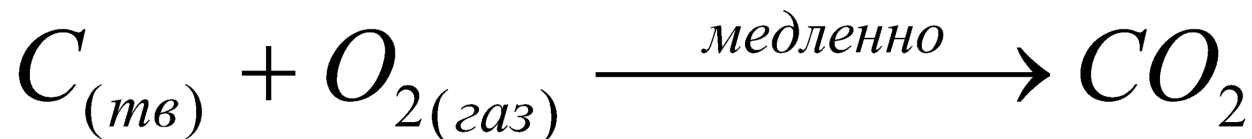
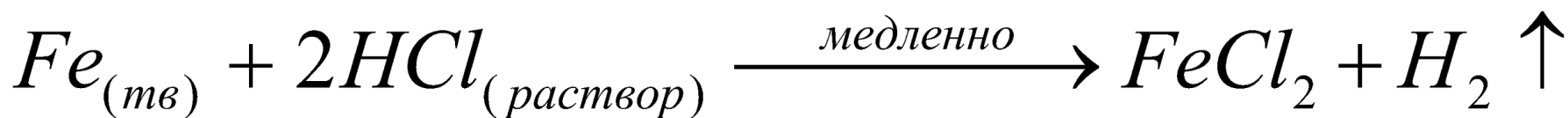
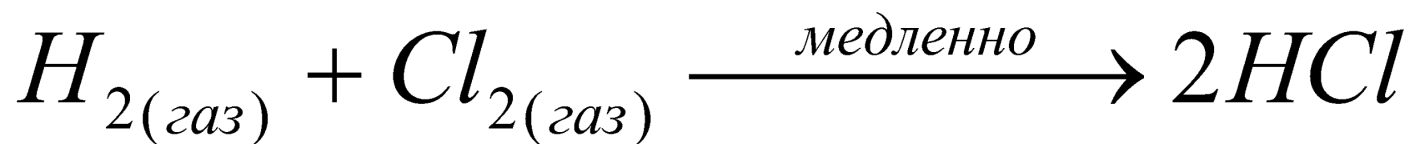
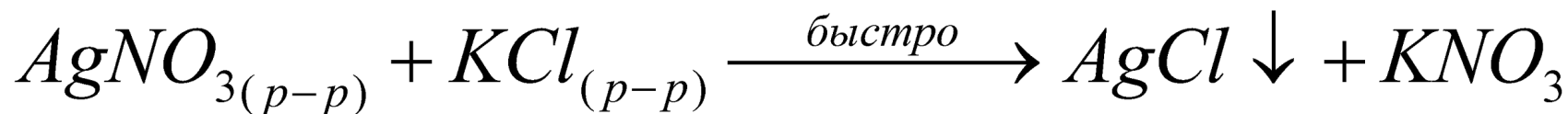
- 1) нейтрализация серной кислоты раствором гидроксида натрия
- 2) горение водорода в кислороде
- 3) взаимодействие растворов хлорида меди и гидроксида калия
- 4) горение алюминия в кислороде

ВЛИЯНИЕ ПРИРОДЫ РЕАГИРУЮЩИХ ВЕЩЕСТВ

Скорость химической реакции зависит от природы химических соединений, подобно тому, как скорость физических процессов определяется свойствами веществ.

Например, скорость истечения жидкостей зависит от их вязкости.

Реакции между молекулами протекают обычно медленно, между ионами и радикалами – быстро:



Природу реагирующих веществ учитывает

константа скорости реакции **k**

Задание 4

С наибольшей скоростью при обычных условиях взаимодействуют:

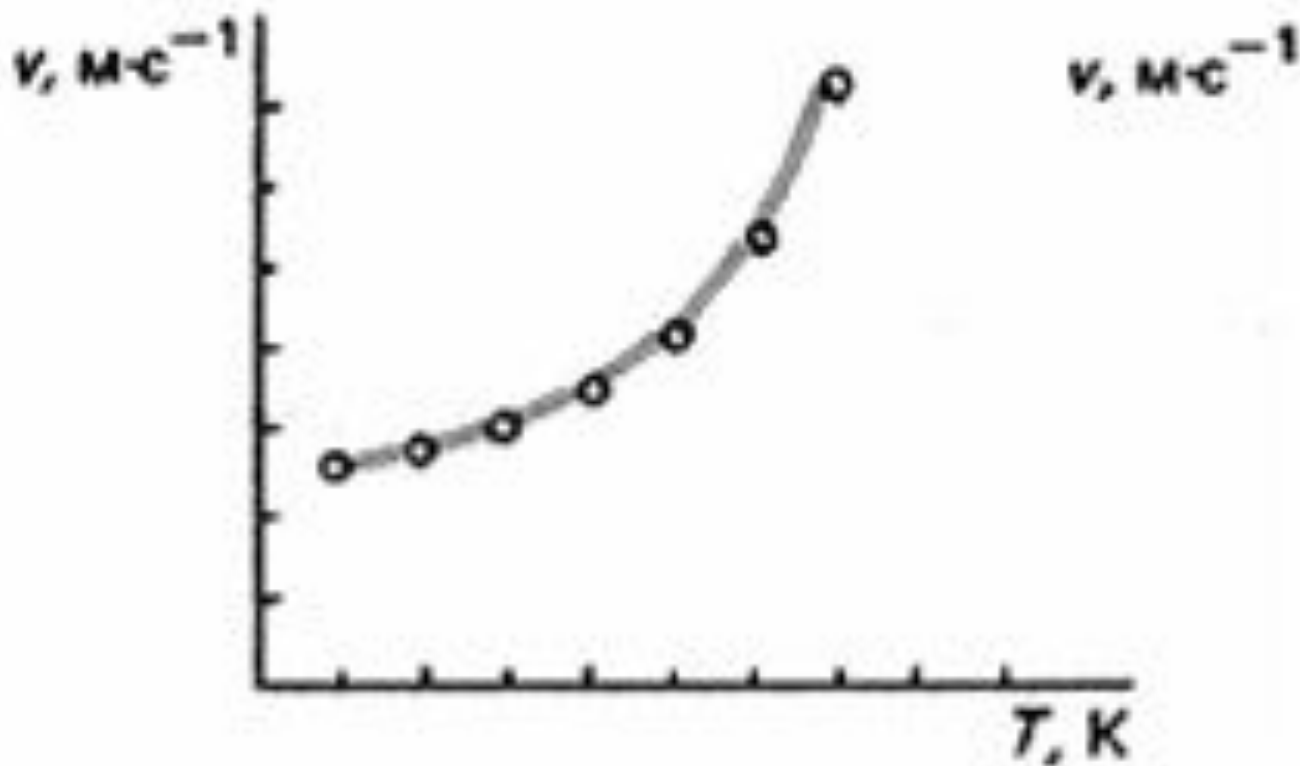
- 1) азот и водород**
- 2) магний и вода**
- 3) раствор гидроксида натрия и соляная кислота**
- 4) сера и железо**

Задание 5

С наибольшей скоростью при обычных условиях взаимодействуют

- 1) цинк и соляная кислота**
- 2) натрий и вода**
- 3) магний и вода**
- 4) свинец и соляная кислота**

Влияние температуры



Закон Вант-Гоффа

При повышении температуры на 10° скорость химической реакции возрастает в два-четыре раза.

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

Температурный коэффициент γ изменяется от 2 до 4.

Если повысить температуру на 100°, то скорость реакции увеличится в 1024 раза:

$$V_2 = V_1 \cdot 2^{10} = 1024$$

Задание 6

При повышении температуры 30° скорость реакции, температурный коэффициент которой равен 2, возрастает в раз.

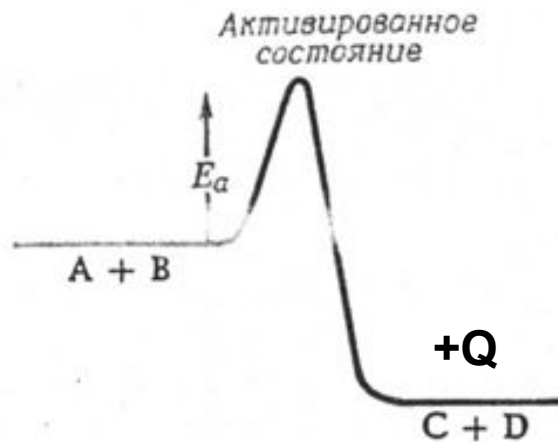
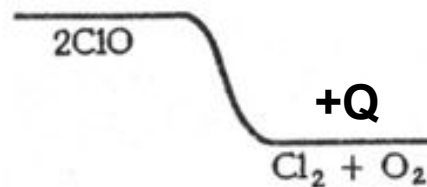
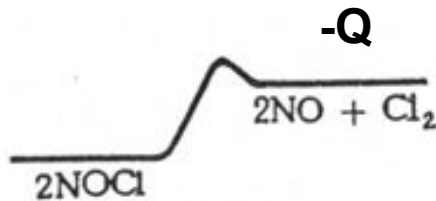
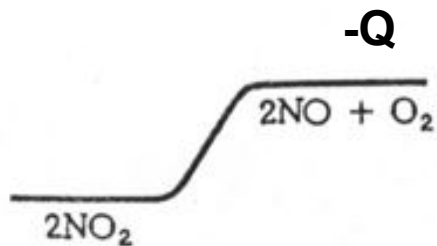
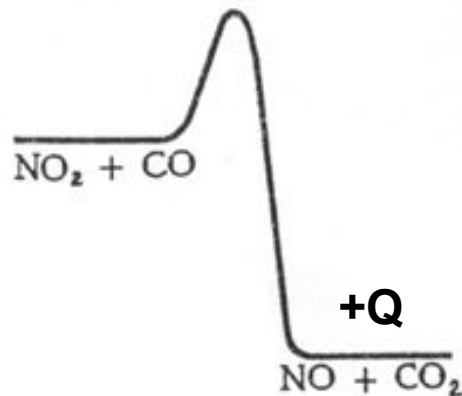
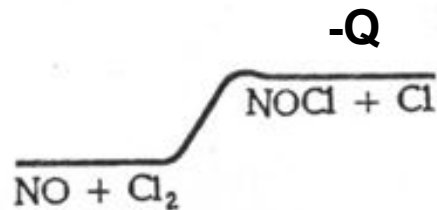
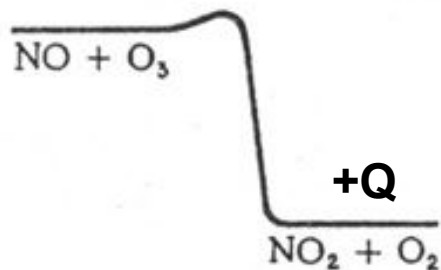
Задание 7

При повышении температуры на 60°C скорость химической реакции увеличилась в 64 раза. Следовательно, температурный коэффициент этой реакции равен _____

Рост скорости реакции с температурой объясняется тем, что не всякое столкновение приводит к химическому превращению.

Для осуществления реакции необходимо, чтобы молекулы обладали запасом энергии, достаточным для расщатывания тех связей, которые перестраиваются в ходе реакции (энергией активации E)

Химическая реакция напоминает туристский поход, маршрут которого проложен чрез вершину горы. **Только сильные могут преодолеть вершину.**



**Энергетическое состояние
исходных и конечных
продуктов позволяет
определить тепловой
эффект реакции**

Влияние катализатора

Катализаторы - вещества, увеличивающие скорость химических реакций

Ингибиторы - вещества, замедляющие скорость химических реакций

Положительный катализатор ускоряет реакцию, отрицательный (ингибитор) замедляет ее.

Из одного вещества можно получить различные продукты в зависимости от катализатора

Гетерогенные катализаторы.

Катализатор понижает энергетический барьер, его могут преодолеть и молекулы, обладающие малой энергией

Роль катализатора заключается в понижении энергии активации данной реакции за счет того, что он создает новый путь ее протекания.



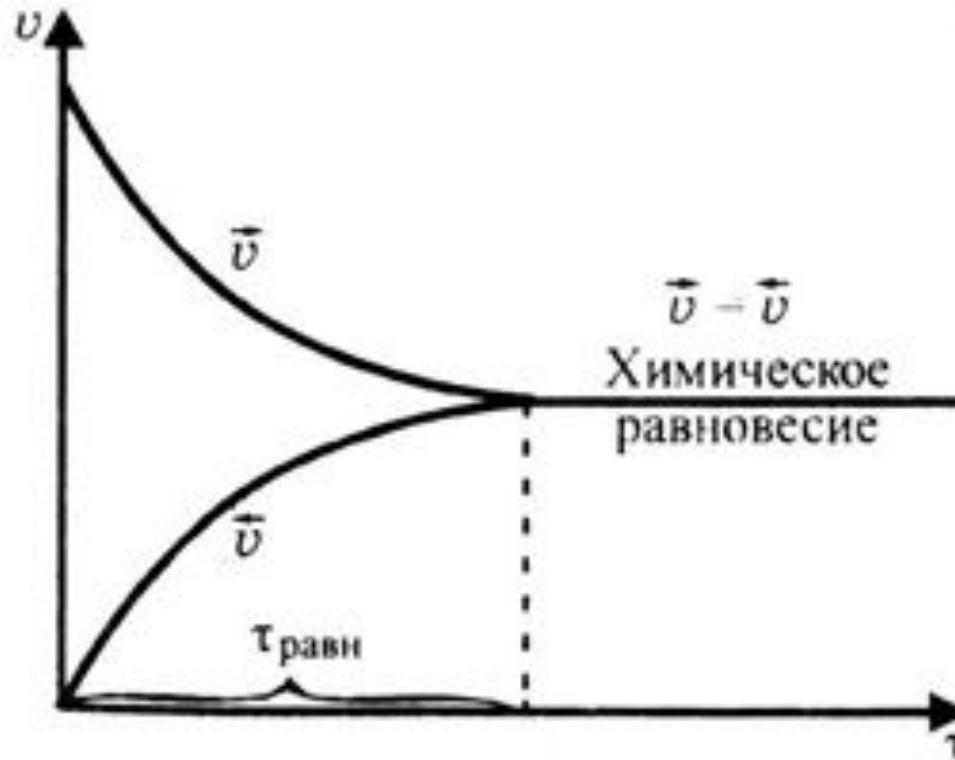
Влияние катализатора на снижение барьера активации.

Катализаторы изменяют скорости и прямой, и обратной реакций, но... не смещают равновесие!!!

Достаточно легкого толчка, чтобы шарик покатился. Но от толчка не зависит ни направление движения, ни место, где он остановится. Катализатор изменяет только скорость реакции, не влияя на равновесие.

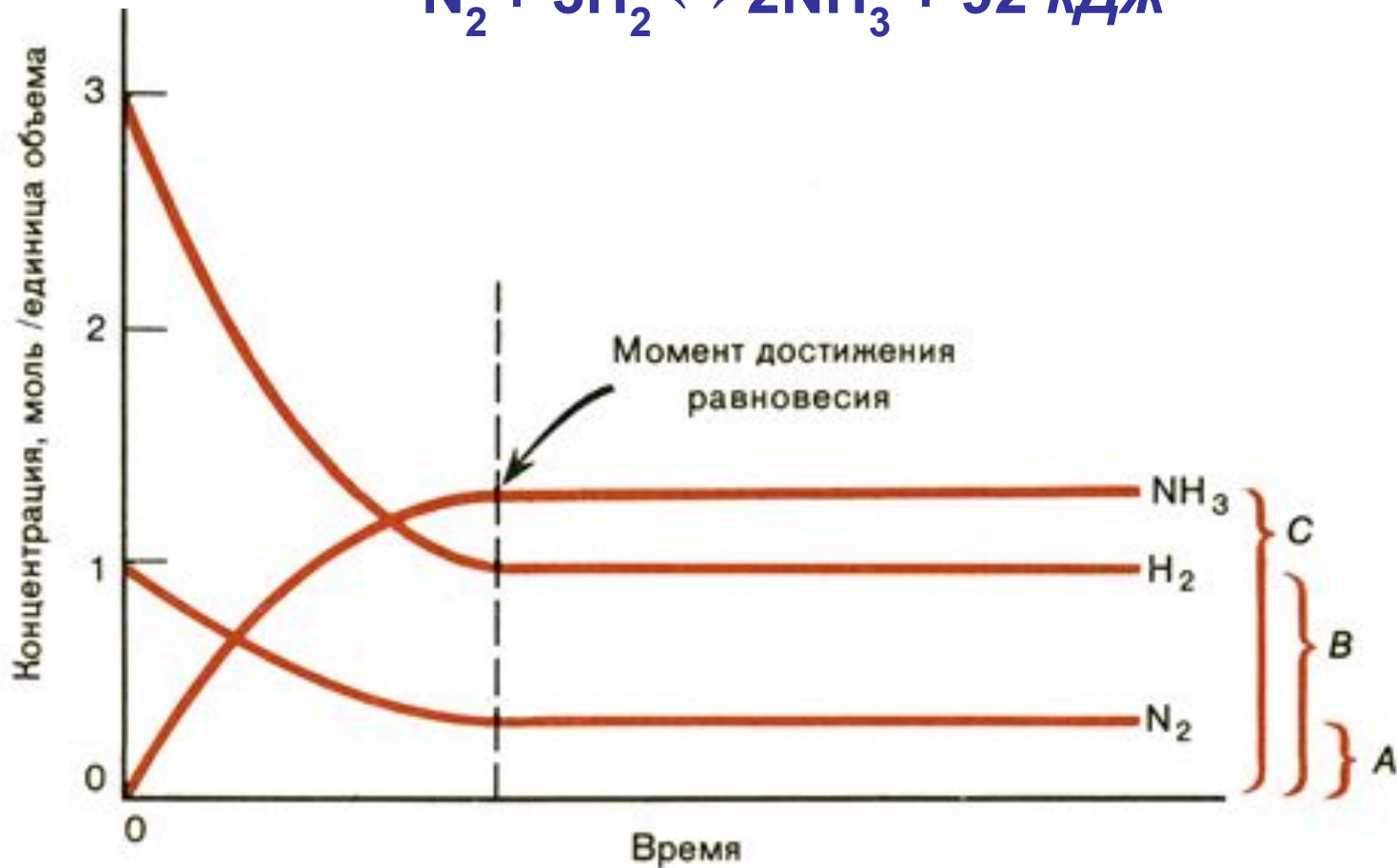
Химическое равновесие

Химическое равновесие - состояние обратимого процесса, при котором скорости прямой и обратной реакций равны.

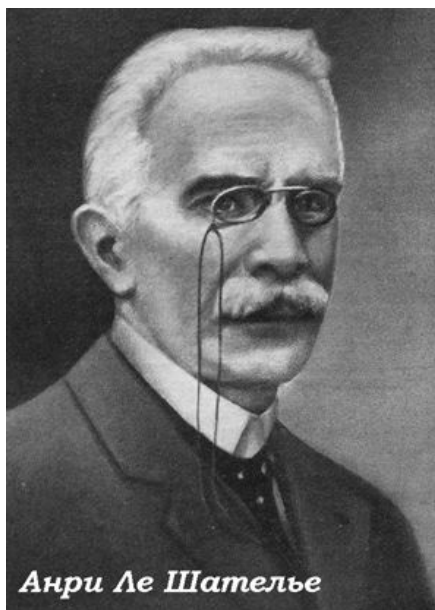


Равновесными называются концентрации всех веществ системы, которые устанавливаются в ней при наступлении состояния химического равновесия.

Изменение концентраций реагентов и продуктов в реакции синтеза аммиака по мере достижения равновесия.



Смещение химического равновесия



Анри Ле-Шателье
(8.10.1850 – 17.09.1936)

Смещение химического равновесия. (Принцип Ле Шателье)

Занимался исследованием процессов воспламенения, горения, взрывов и детонации. Нашел условия синтеза аммиака (1901), рудничного газа.

В 1884 году сформулировал общий закон смещения химического равновесия.

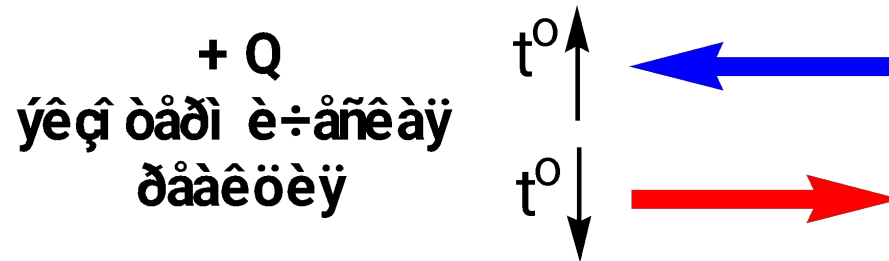
Принцип Ле Шателье

Если на систему, находящуюся в состоянии равновесия оказывается внешнее воздействие, равновесие смещается в таком направлении, чтобы свести к минимуму влияние этого воздействия.

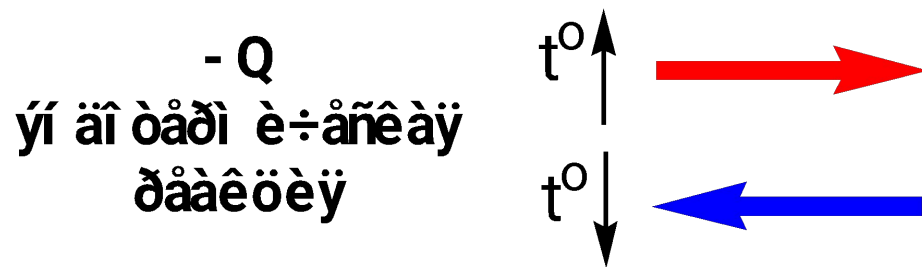
1. Влияние изменения температуры на смещение равновесия



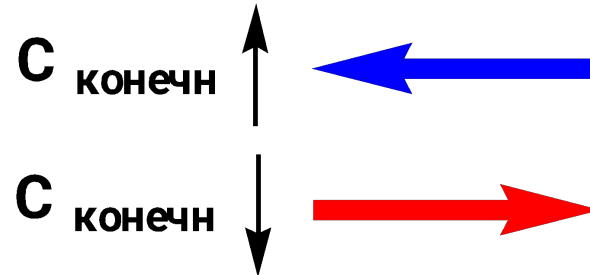
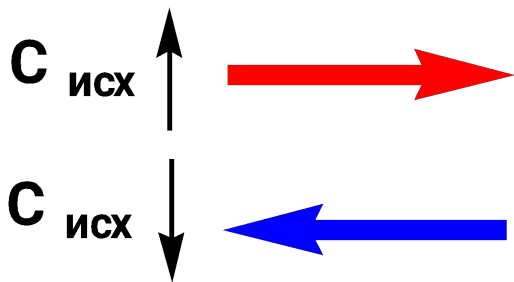
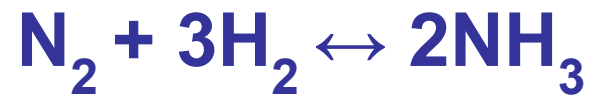
Экзотермическим реакциям благоприятствует понижение температуры



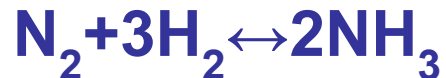
Эндотермическим реакциям благоприятствует
повышение температуры



2. Влияние изменения концентрации.



3. Влияние изменения давления.



Влияние давления для равновесных газовых реакций определяется числом моль до реакции и после:



$$n_{\text{исх}} = n_{\text{прод}}$$

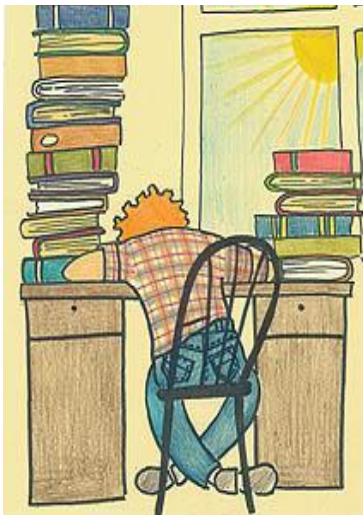
Катализаторы изменяют скорости и прямой, и обратной реакций, но... не смещают равновесие!!!

Задание 8

Реакцию, уравнение которой

$\text{FeO} + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + \text{Q}$, можно ускорить, если:

- 1) повысить давление**
- 2) понизить давление**
- 3) повысить температуру**
- 4) понизить температуру**



Тест 18
Кинетика. Катализ,
Химическое равновесие
(один вариант ответа)

1. Единица измерения скорости гомогенной химической реакции:

- 1) моль/л · с
- 2) кмоль · м³/ч
- 3) моль · с/мл
- 4) л · с/моль

2. Скорость любой химической реакции зависит от:

1. давления
2. температуры
3. площади соприкосновения реагирующих веществ
4. всех вышеперечисленных факторов

**3. Во сколько раз изменится скорость
реакции**



**при повышении давления в системе
в 3 раза?**

1. увеличится в 9 раз
2. увеличится в 6 раз
3. увеличится в 27 раз
4. увеличится в 18 раз

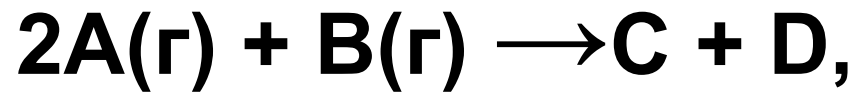
4. Через определенный промежуток времени после начала реакции



концентрация углекислого газа уменьшилась в 4 раза. Во сколько раз при этом уменьшится скорость реакции по сравнению с начальной?

- 1) в 4 раза
- 2) в 8 раз
- 3) в 12 раз
- 4) в 16 раз

5. В реакции, схема которой

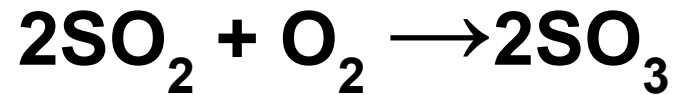


**концентрацию вещества А увеличили
в 2 раза, а вещества В - в 3 раза.**

Скорость реакции при этом возрастет:

- 1) в 12 раз
- 2) в 6 раз
- 3) в 1,5 раза
- 4) в 3 раза

6. Во сколько раз надо увеличить концентрацию кислорода в реакции, уравнение которой:



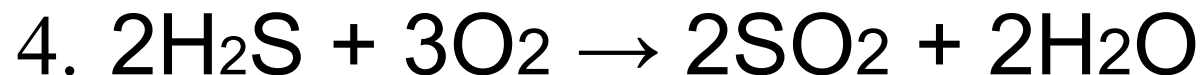
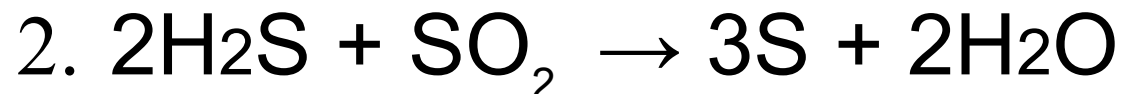
чтобы при уменьшении концентрации сернистого газа в 5 раз скорость реакции не изменилась?

- 1) в 10 раз
- 2) в 2,5 раза
- 3) в 5 раз
- 4) в 25 раз

7. Константа скорости химической реакции не зависит:

1. от природы реагирующих веществ
2. от концентрации реагирующих веществ
3. от температуры
4. от наличия катализатора

8. В присутствии катализатора протекает реакция, уравнение которой:



9. Температурный коэффициент реакции равен 3. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры на 20 °С?

- 1) в 1,5 раза
- 2) в 3 раза
- 3) в 6 раз
- 4) в 9 раз

10. Температурный коэффициент реакции равен 2. На сколько градусов надо уменьшить температуру, чтобы скорость реакции уменьшилась в 16 раз?

- 1) на 20° C
- 2) на 30° C
- 3) на 40° C
- 4) на 50° C

11. При 30 °С химическая реакция протекает за 225 с. За какое время эта реакция завершится при 50 °С, если ее температурный коэффициент равен 3?

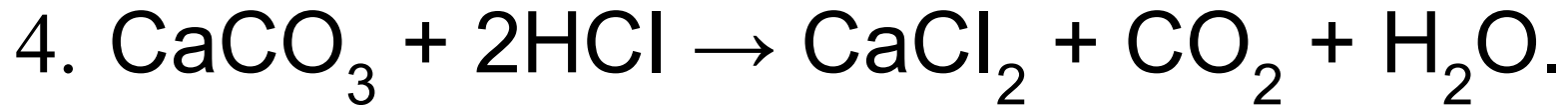
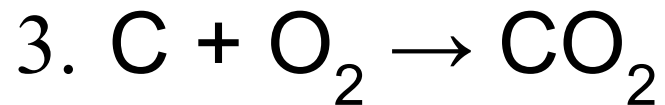
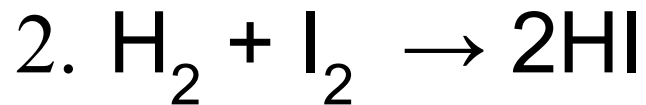
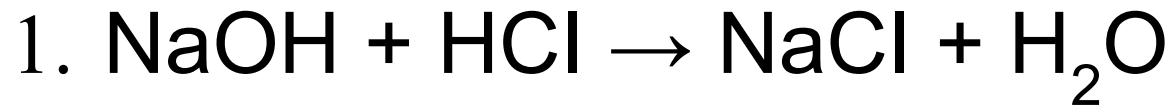
- 1) 25 с
- 2) 50 с
- 3) 75 с
- 4) 125 с

12. При 10°C реакция протекает за 8 мин, а при 60°C — за 15 с.

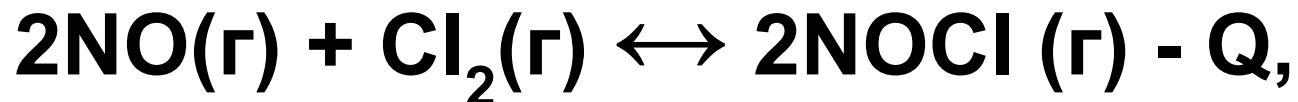
Температурный коэффициент реакции равен:

- 1) 2
- 2) 3
- 3) 3,5
- 4) 4

**13. Обратимой является реакция,
уравнение которой:**



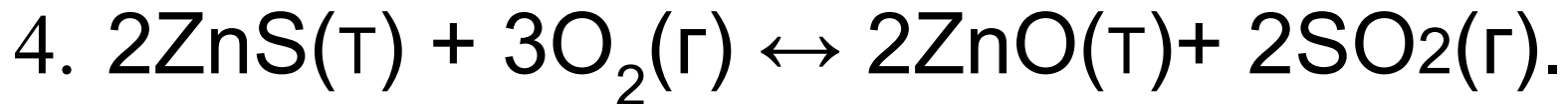
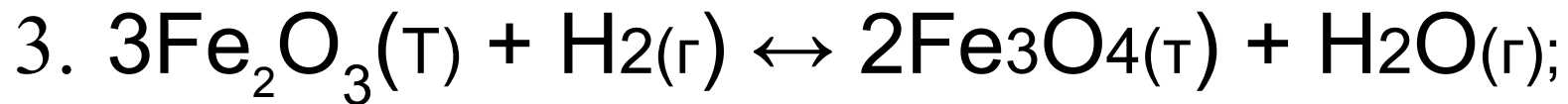
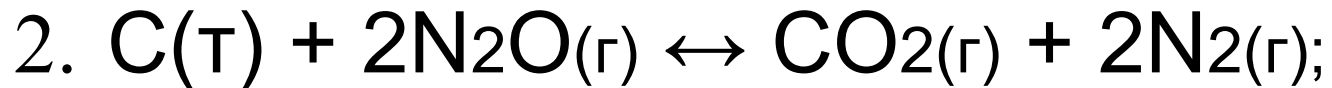
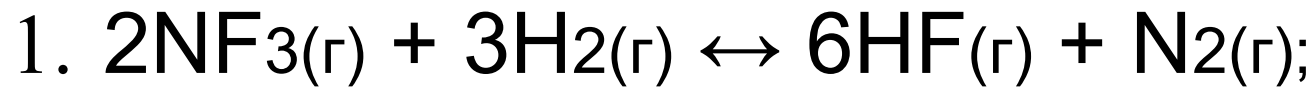
**14. В реагирующей системе,
уравнение которой**



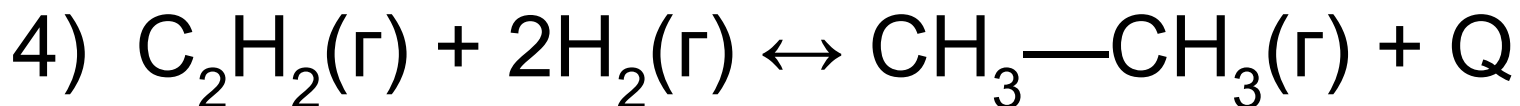
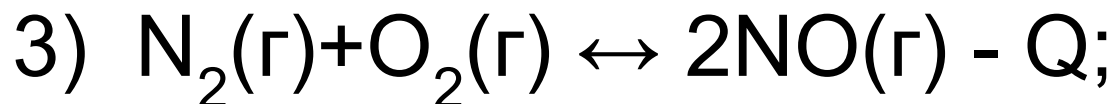
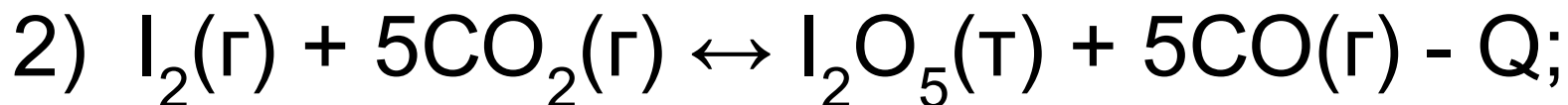
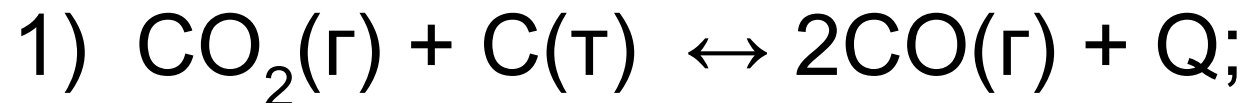
равновесие сместится вправо при:

1. повышении давления
2. использовании катализатора
3. понижении температуры
4. повышении концентрации NOCl

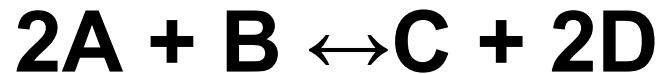
15. Система, в которой повышение давления не вызовет смещения равновесия:



16. Система, в которой повышение давления и повышение температуры приведут к смещению равновесия в противоположных направлениях:



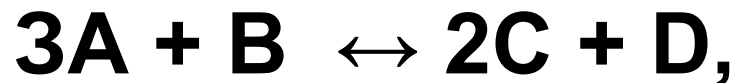
17. В реагирующей системе



исходная концентрация вещества А равна 4 моль/л; равновесная концентрация этого же вещества — 1,6 моль/л. Равновесные концентрации веществ С и D соответственно равны (моль/л):

- 1) 0,6 и 1,2
- 2) 1,2 и 2,4
- 3) 1,2 и 1,2
- 4) 1,2 и 0,6

18. В реагирующей системе



равновесные концентрации веществ

равны: A - 0,35 моль/л,

B - 1,1 моль/л

C - 0,9 моль/л.

**Исходные концентрации веществ A и B
соответственно равны (моль/л):**

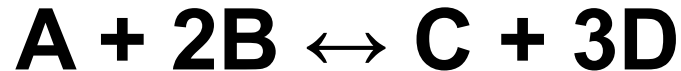
1) 1,3 и 1,25

2) 1,3 и 1,55

3) 1,7 и 1,55

4) 1,5 и 1,45

19. В реагирующей системе



исходные концентрации вещества

**A— 3 моль/л, B— 4 моль/л, а равновесная
концентрация вещества C — 1,5 моль/л.**

Константа равновесия в системе равна:

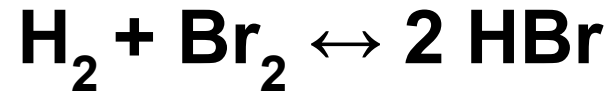
1) 45,3

2) 48,7

3) 50,5

4) 91,1

20. В системе



**установилось равновесие, при котором
концентрация**

H_2 равна 5 моль/л,

Br_2 — 2 моль/л,

HBr — 3 моль/л.

**Концентрацию Br_2 в системе увеличили в 2 раза.
Определите концентрации веществ после того,
как система вновь придет в состояние
равновесия.**

ОТВЕТЫ

(Тест 18 Кинетика)

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	-----------

11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
1	1	2	1	3	4	2	3	4	H_2 - 4.58 моль/л Br_2 - 3.58 HBr - 3.84



Спасибо за внимание!