



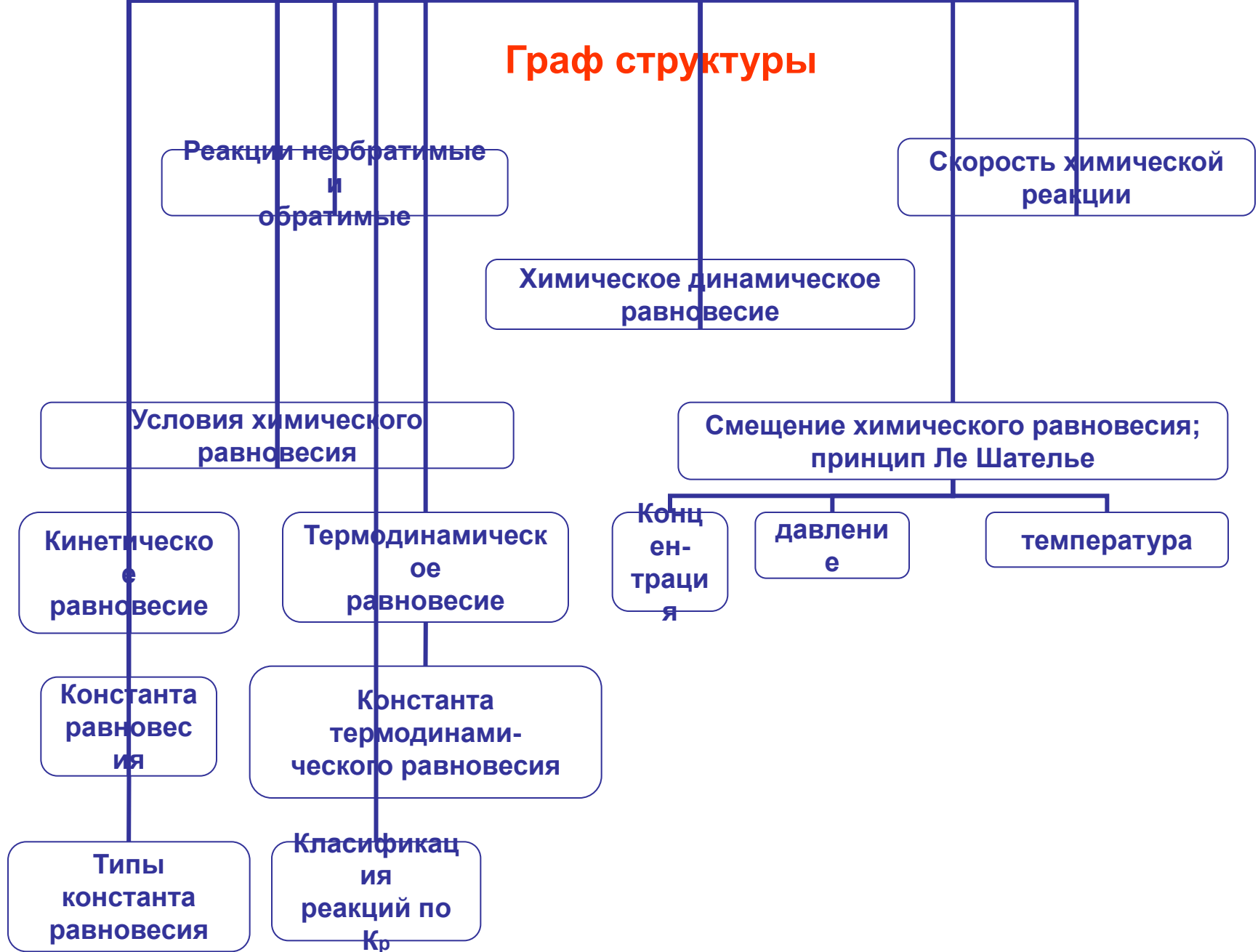
Кафедра общей и медицинской химии

"Химическая кинетика и катализ"

Граф структуры



Граф структуры



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.

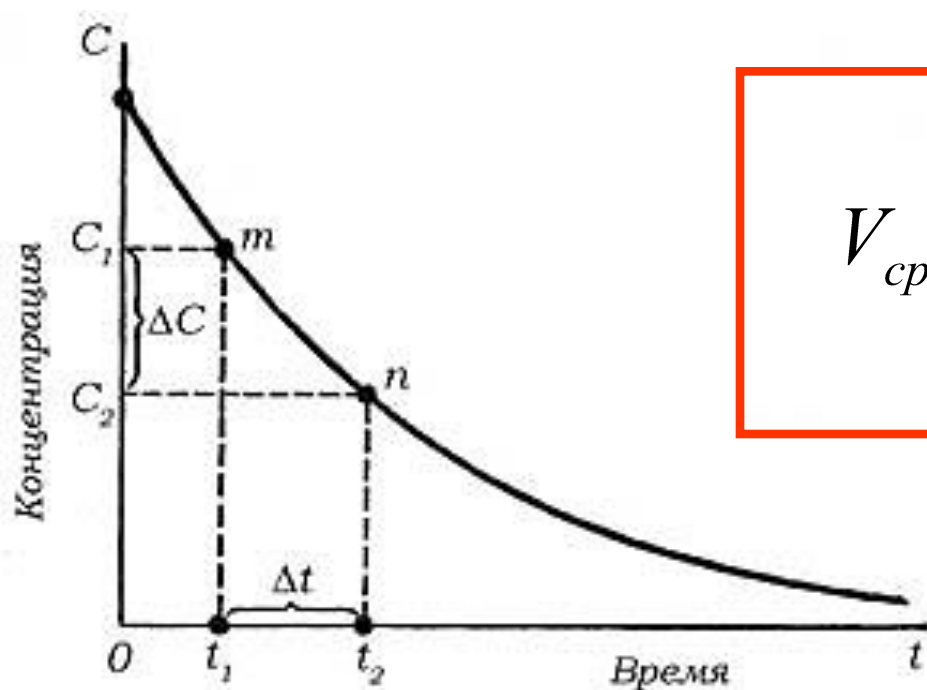
Взрыв -
тысячные доли
секунды

Ржавчина - несколько часов

Антрацит -
сотни,
тысячи лет.

Управление химическим процессом является главной задачей химической кинетики.

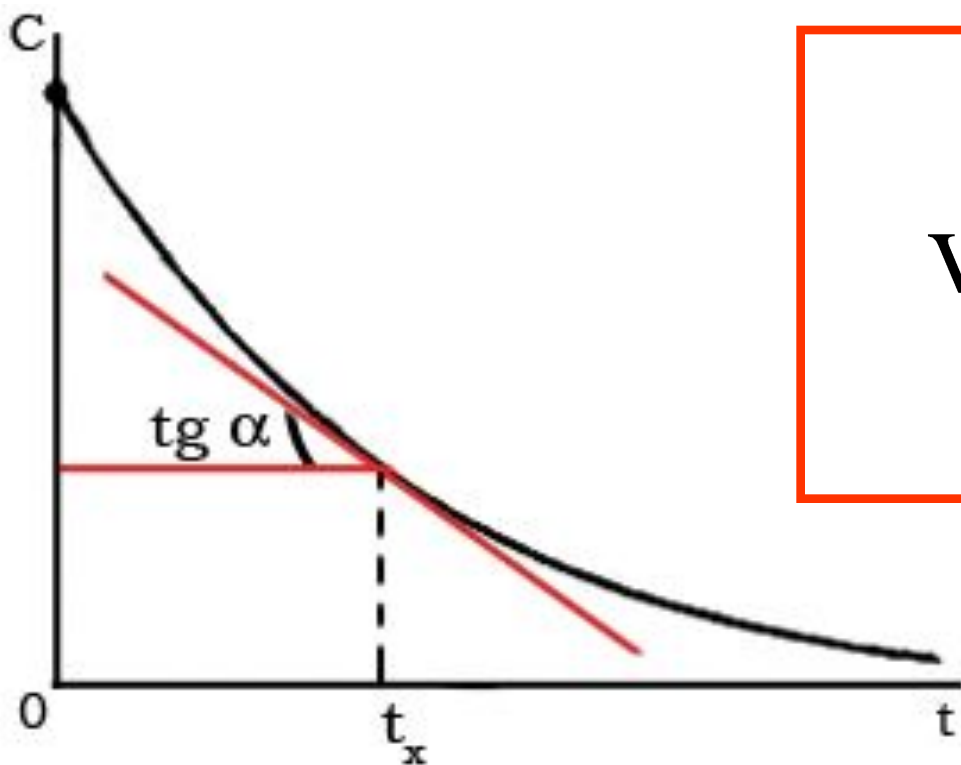
Скорость реакции - изменение концентрации реагирующих веществ в единицу времени.



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

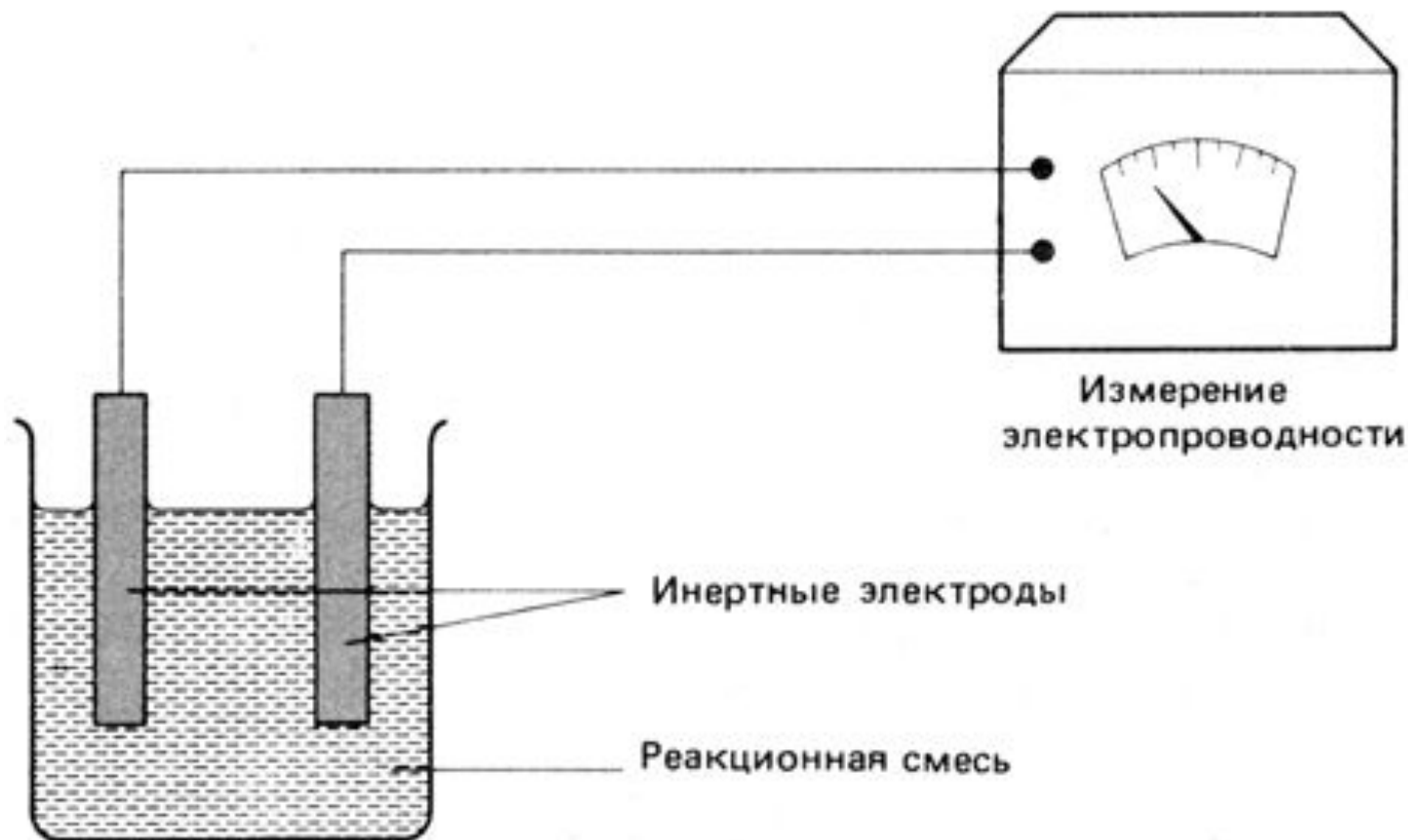
За промежуток времени $\Delta t = t_2 - t_1$ концентрация реагирующих веществ уменьшается на $-\Delta C = C_1 - C_2$

Средняя скорость не отражает истинной скорости в каждый момент времени, поэтому мгновенную (истинную) скорость реакции в данный момент принято выражать отношением бесконечно малого изменения концентрации dC к бесконечно малому отрезку времени dt , в течение которого произошло изменение концентрации:



$$v = \pm \frac{dC}{dt} \quad \text{Моль/л·сек}$$

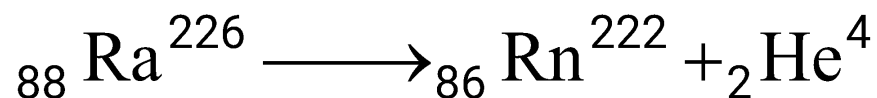
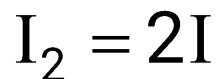
За скоростью некоторых реакций удобно следить, измеряя электропроводность раствора через одинаковые промежутки времени.



Классификация химических реакций

1. Молекулярность:

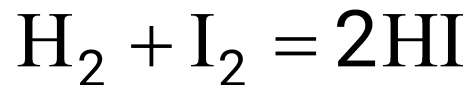
Мономолекулярные - в элементарном акте взаимодействия участвует одна молекула



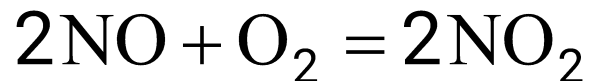
Бимолекулярные - в элементарном акте взаимодействия встречаются две молекулы.

Важно, чтобы столкновение произошло теми частями молекулы, которые способны реагировать – **стерический** (пространственный) фактор!

Влияние стерического фактора при взаимодействии H_2 и I_2



Тримолекулярные –
в элементарном акте взаимодействия
участвуют три молекулы.



Одновременная встреча в
элементарном акте трех молекул
случается довольно редко.

Реально реакции протекают через две и большее число
промежуточных стадий моно- или бимолекулярных реакций.

Скорость реакции, в целом, определяется лимитирующей стадией - самой медленной стадией реакции.

Классификация химических реакций по механизму

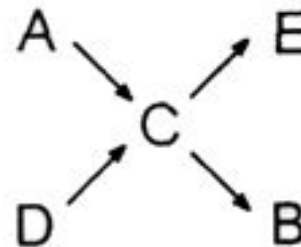
Последовательные - идущие через несколько различных промежуточных стадий



✓ фотосинтез

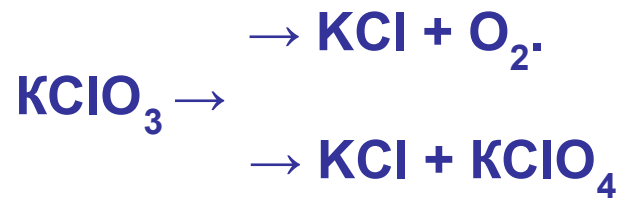
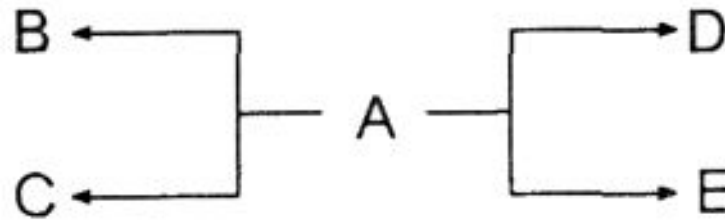
✓ биологическое окисление глюкозы

Сопряженные - идущие через общую промежуточную стадию:

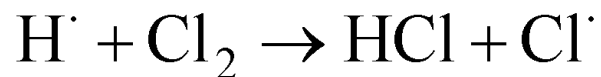


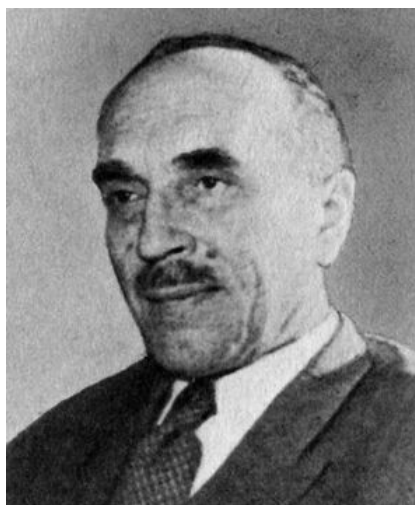
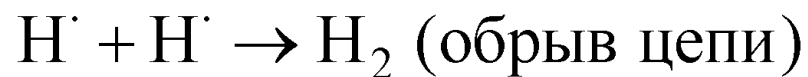
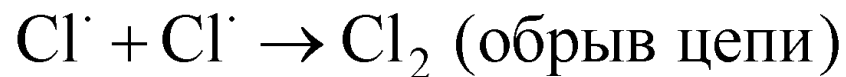
- окисление углеводов и липидов вызывает синтез аденозинфосфорной кислоты (С), которая индуцирует биосинтез белков и нуклеиновых кислот

Параллельные – идущие одновременно в нескольких направлениях:



Цепные - стадии превращения исходных соединений в продукты многократно повторяются:

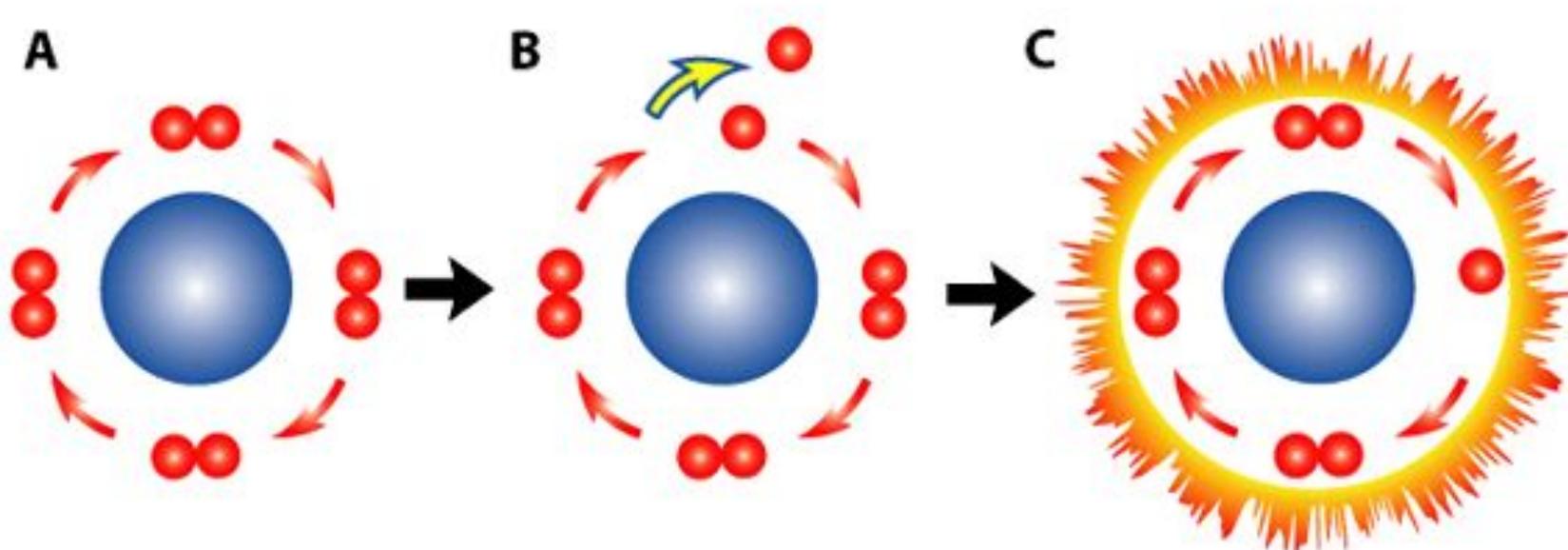




- ✓ Окончил Петроградский университет в 1917 году.
- ✓ Разработанная им теория цепных реакций позволила управлять химическими процессами: ускорять, замедлять, подавлять вовсе, обрывать на любой желаемой стадии.
- ✓ Нобелевская премия (1956 г.).

Николай Семенов
(15.04.1896 -25.09.1986)

Общая схема образования свободных радикалов

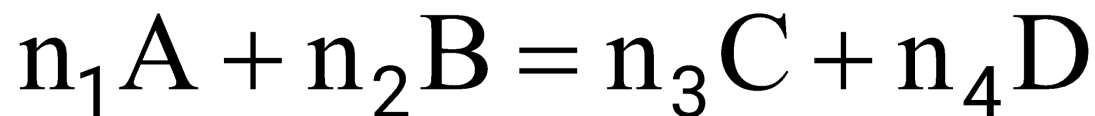


Свободнорадикальное окисление в организме приводит к патологическим биопроцессам - канцерогенезу, лучевой болезни.

Радиоактивное, ультрафиолетовое и лазерное облучение, шум, вибрация, способствуют накоплению свободных радикалов в организме.

Порядок реакции

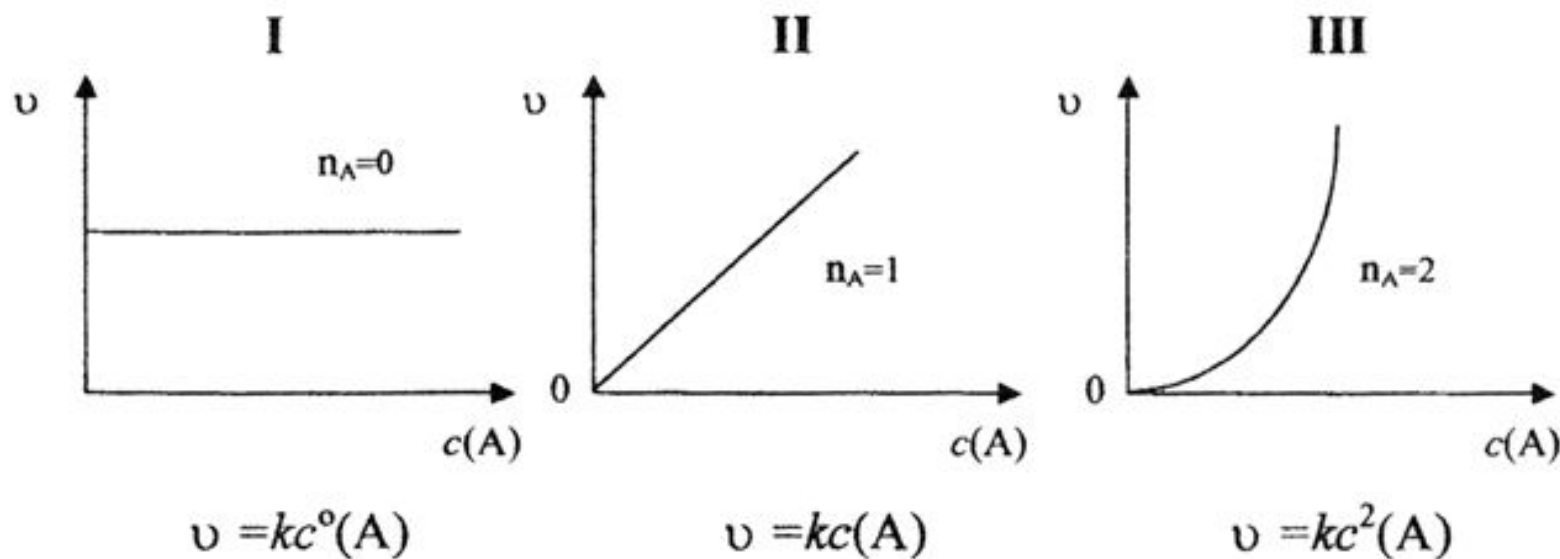
Порядок реакции - сумма показателей степеней, с которыми концентрации реагентов входят в экспериментально найденное кинетическое уравнение



$$n = n_1 + n_2$$

Стехиометрическое уравнение реакции описывает процесс в целом и не отражает истинного механизма реакции.

- ✓ Реально процесс происходит через две и большее число промежуточных стадий моно- или бимолекулярных реакций, поэтому порядок реакции не всегда совпадает с молекулярностью.
- ✓ Если скорости стадий сопоставимы, порядок сложной реакции может быть дробным.



В реакциях нулевого порядка скорость реакции не зависит от концентрации реагирующих веществ.

В реакциях первого порядка скорость реакции линейно зависит от концентрации одного реагирующего вещества

ФАКТОРЫ, ВЛИЯЮЩИЕ НА СКОРОСТЬ ГОМОГЕННЫХ РЕАКЦИЙ

✓ природа реагирующих веществ

✓ концентрация реагентов

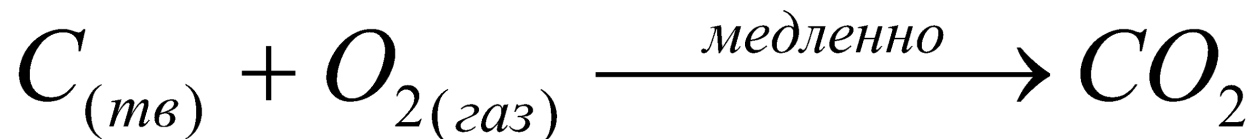
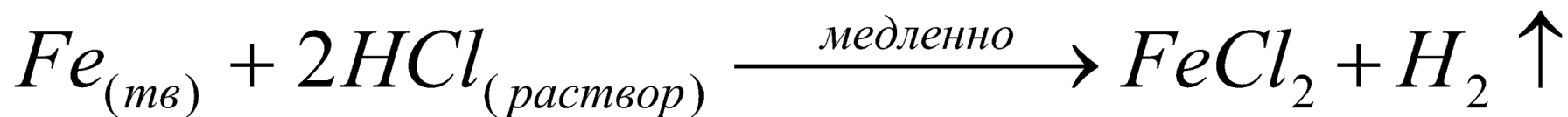
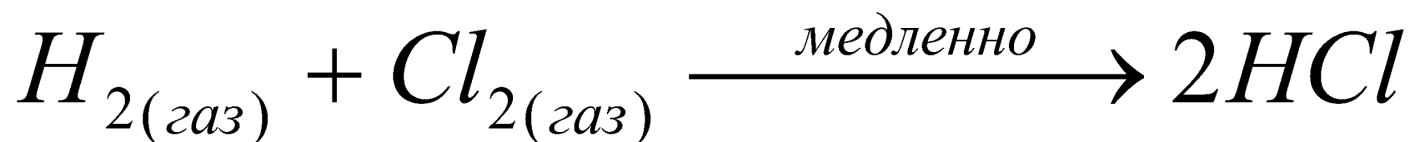
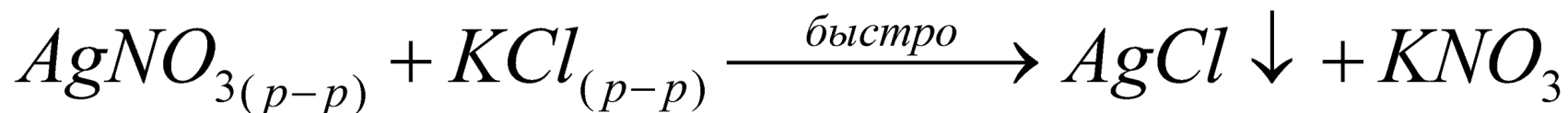
✓ температура

✓ катализатор

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:

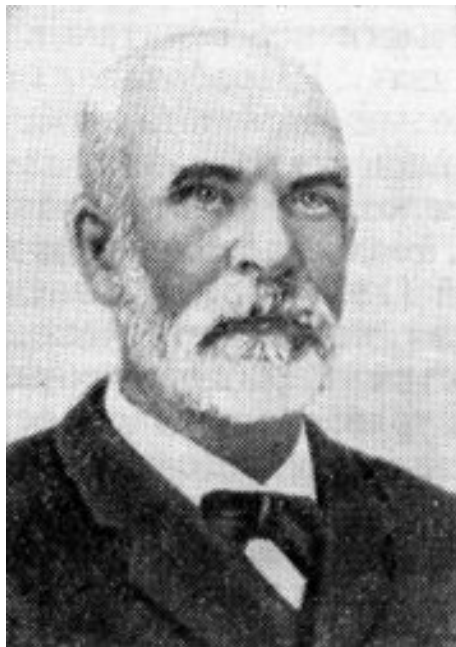


Природу реагирующих веществ учитывает
константа скорости реакции **k**

Влияние концентрации реагентов

Скорость химической реакции зависит от концентрации реагирующих веществ - чем выше концентрация, тем больше скорость реакции, что связано с увеличением числа эффективных соударений молекул.

Закон действия масс (ЗДМ)

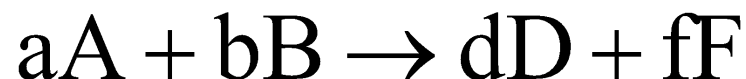


ГУЛЬДБЕРГ

Като Максимилиан
(2.08.1836-14.1.1902)

Основные научные
работы –
в области химической
кинетики и
термодинамики.

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!

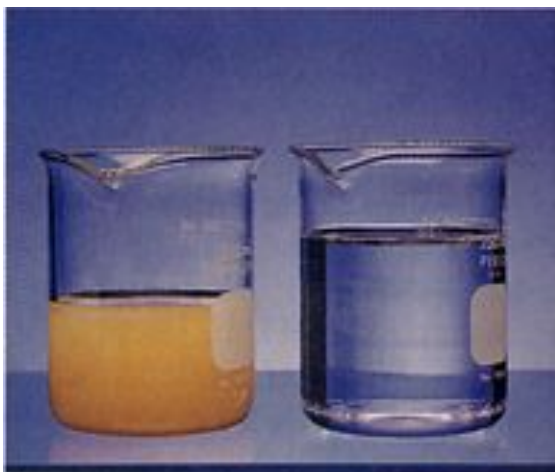
Скорость образования желтого осадка As_2S_3 при пропускании H_2S через растворы тиосульфата и арсената натрия разных исходных концентраций

$$C_1 > C_2$$



Time = 0

A



Time = 20 seconds

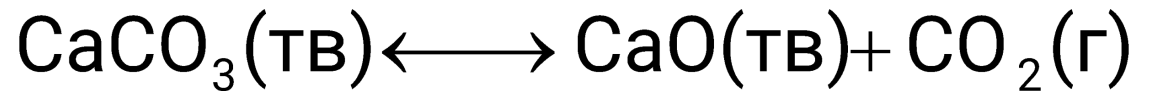
B



Time = 40 seconds

C

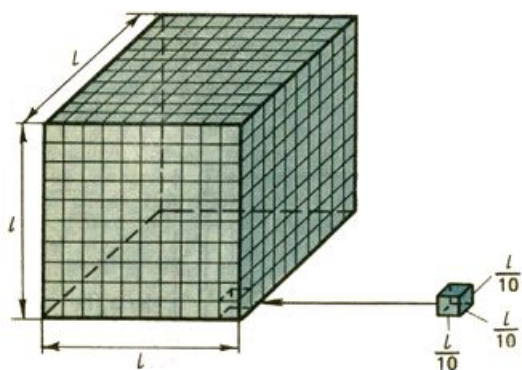
Концентрации твердых веществ в гетерогенных системах не входят в выражение константы химического равновесия, так как они учитываются величинами константы скорости гетерогенной реакции:



$$\overset{\text{X}}{v} = \overset{\text{X}}{k} \quad - \text{реакция нулевого порядка}$$

$$\overset{\text{X}}{v} = \overset{\text{X}}{k} [\text{CO}_2] \quad - \text{реакция первого порядка}$$

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.



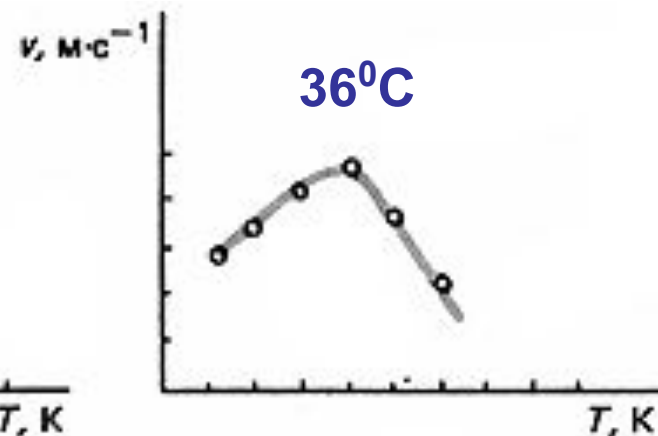
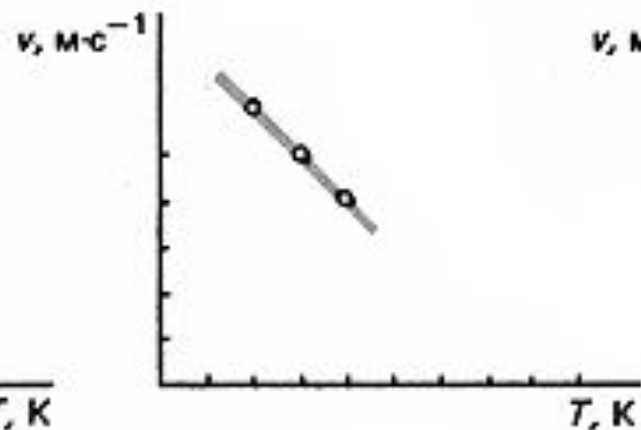
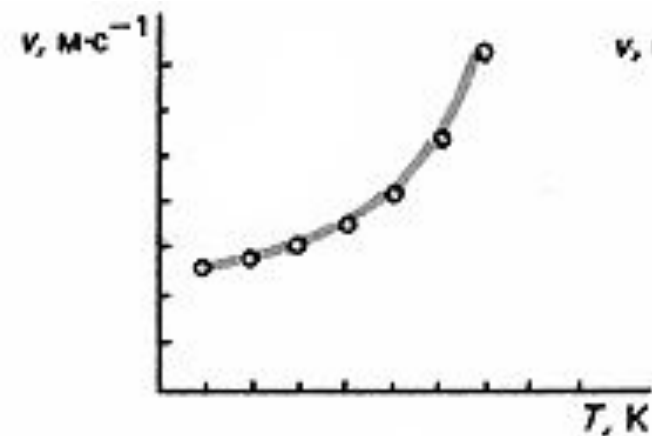
Рост поверхности раздела с уменьшением размеров частиц

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}	$6 \cdot 10^3$



Влияние температуры

Типы температурной зависимости скорости химических реакций:



а – нормальная;

б – аномальная;

в – ферментативная.



Закон Вант-Гоффа

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

Якоб Вант-Гофф
(30.08.1852 –
1.03.1911)

В отличие от большинства химиков своего времени, Вант-Гофф **имел основательную математическую подготовку**. Она пригодилась ученому, когда он взялся за сложную задачу изучения скорости реакций и условий, влияющих на химическое равновесие.

В 1901 г. Вант-Гофф **стал первым лауреатом Нобелевской премии** по химии, которая была ему присуждена «в знак признания огромной важности открытия им законов химической динамики и осмотического давления в растворах».

Его теоретические работы внесли существенный вклад в развитие учения о химической кинетике, химическом равновесии, о свойствах растворов. Создал оригинальный метод вычисления химического сродства, **разработал основы стереохимии**.



В 1845 году Георг Кольбе синтезировал уксусную кислоту

Невольно большую роль в популяризации новых взглядов Вант-Гоффа принадлежала профессору Г. Кольбе из Лейпцига. В резкой форме он высказал свои замечания по поводу статьи голландского ученого: **"Какой-то доктор Я.Г. Вант-Гофф из Ветеринарного института в Утрехте, видимо, не имеет вкуса к точным химическим исследованиям. Ему значительно удобнее воссесть на Пегаса (вероятно, взятого напрокат в Ветеринарном институте) и провозгласить в своей "Химии в пространстве", что, как ему показалось во время смелого полета к химическому Парнасу, атомы расположены в межпланетном пространстве"**. Естественно, каждого, кто прочел эту резкую отповедь, заинтересовала теория Вант-Гоффа. Так началось ее быстрое распространение в научном мире.

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.
Для биохимических реакций $\gamma = 7-9$.

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

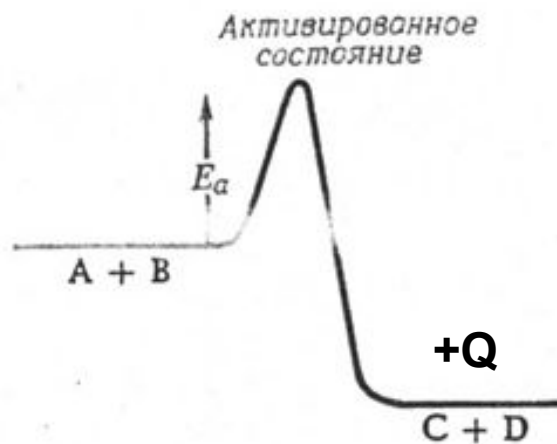
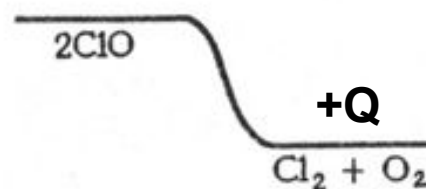
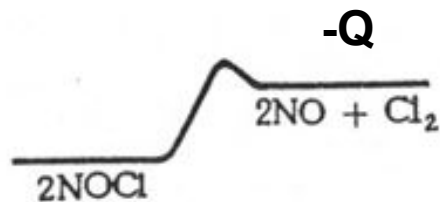
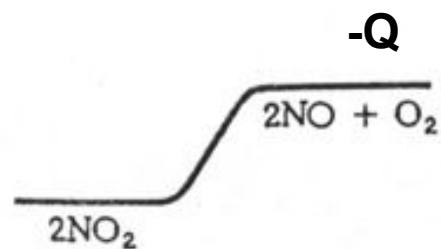
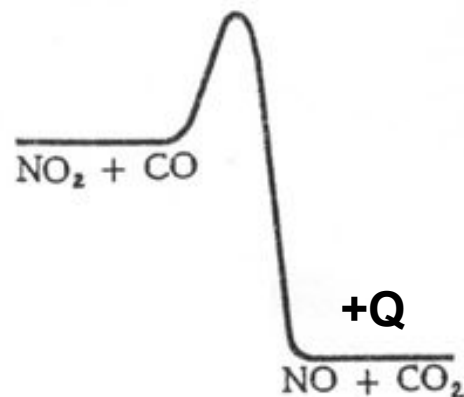
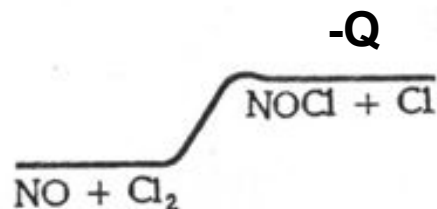
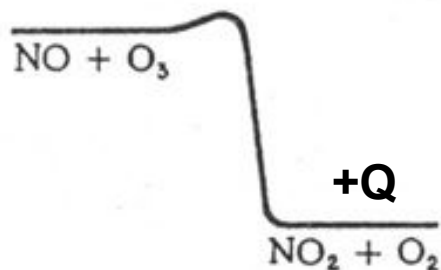
$$V_2 = V_1 \cdot 2^{10} = 1024$$

30

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 определяет
тепловой эффект реакции**

Зависимость числа активных молекул от температуры

Уравнение Больцмана



Людвиг Больцман
(20.02.1844 – 05.09.1906)

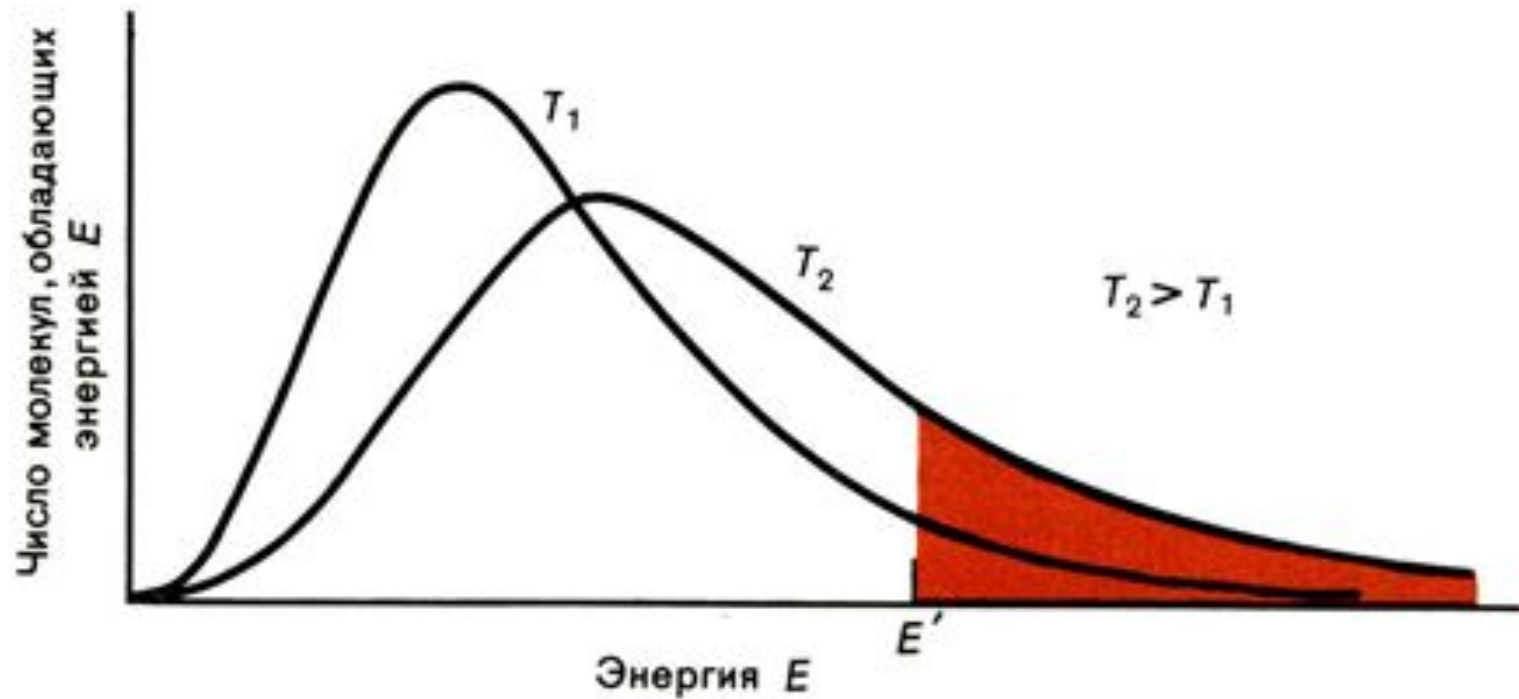
$$N_{\text{акт}} = N_{\text{общ}} \cdot e^{-\frac{E}{RT}}$$

$N_{\text{акт}}$ — число активных молекул

$N_{\text{общ}}$ — общее количество молекул,

E — энергия активации

$$N_{акт} = N_{общ} \cdot e^{-\frac{E}{RT}}$$



Распределение молекул по энергии при двух различных температурах.



Сванте Аррениус
(19.02.1859-2.10.1927)

В 1889 году впервые

ввел понятие «энергия активации»;

вывел уравнение зависимости скорости реакции от чистоты столкновения молекул,

температуры и энергии активации;

Нобелевская премия за 1903 г.

Уравнение Аррениуса

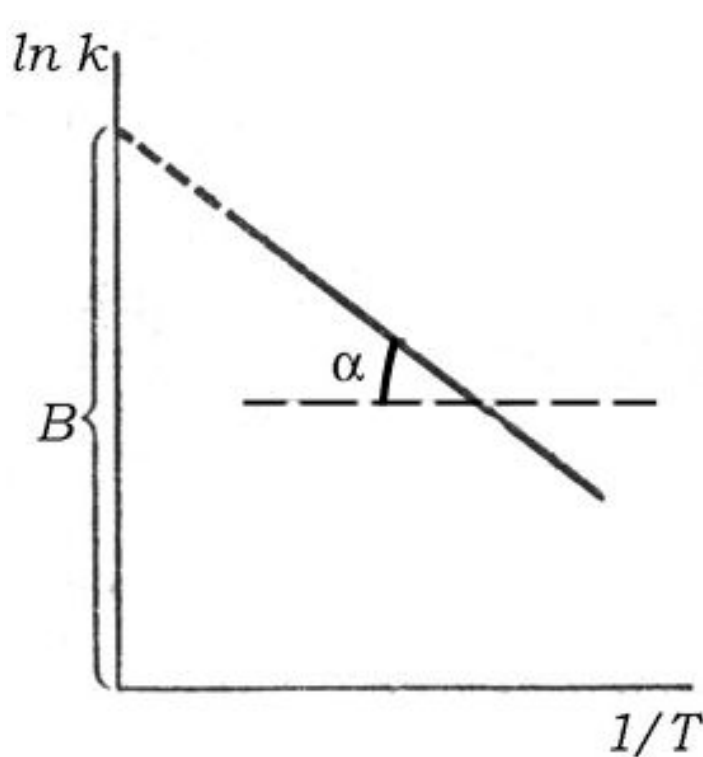
$$K = A_o \cdot e^{-\frac{E}{RT}}$$

E — энергия активации

K — константа скорости реакции при обычных условиях

A_o — число эффективных столкновений за 1 сек в единице объема

Графический способ нахождения E_a и A_o из уравнения Аррениуса



$$K = A_o \cdot e^{-\frac{E}{RT}}$$

$$\ln K = \ln A_o - \frac{E}{RT}$$

$$B = \ln A_o \quad \operatorname{tg} \alpha = -\frac{E}{R}$$

Математический способ нахождения E_a из уравнения Аррениуса

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = -\frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

Влияние катализатора

Катализаторы - вещества, увеличивающие скорость химических реакций

Ингибиторы - вещества, замедляющие скорость химических реакций

Положительный катализатор ускоряет реакцию, отрицательный замедляет ее.

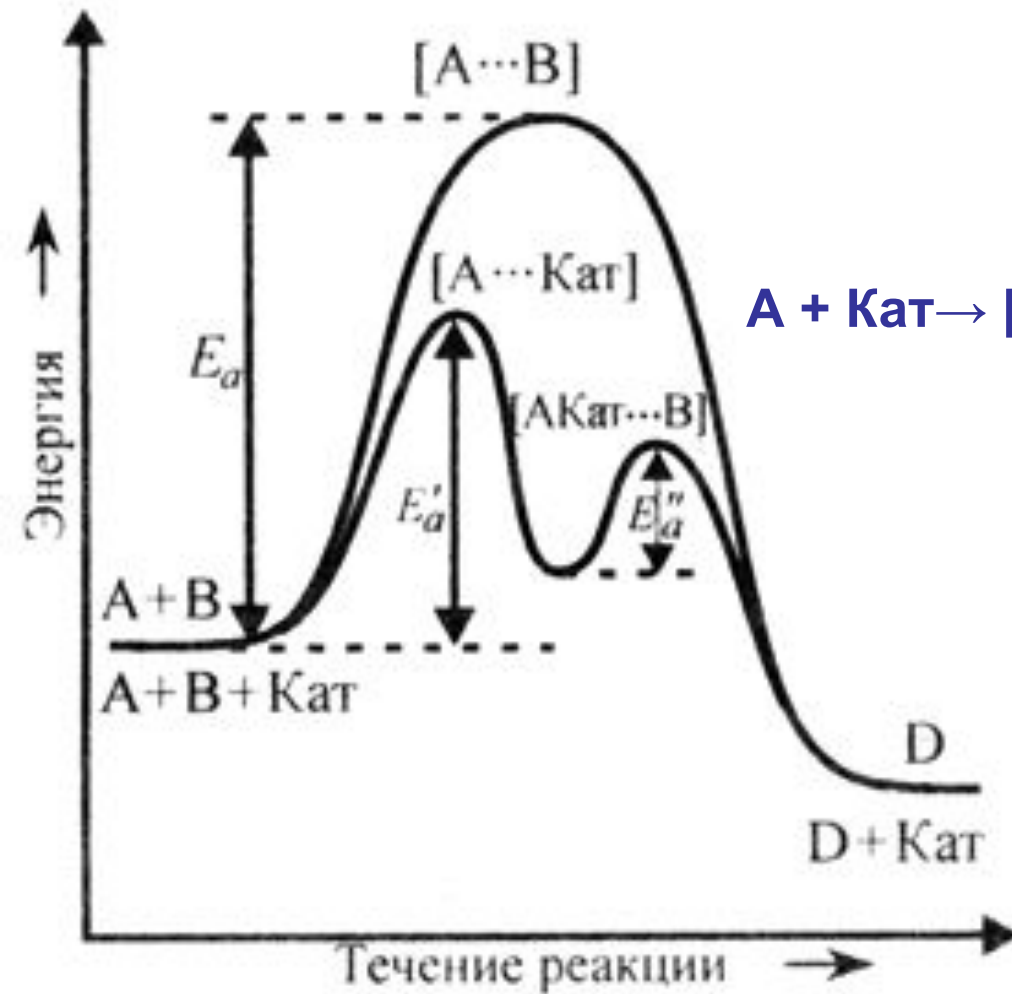
Катализатор понижает энергетический барьер, его могут преодолеть и молекулы, обладающие малой энергией

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.

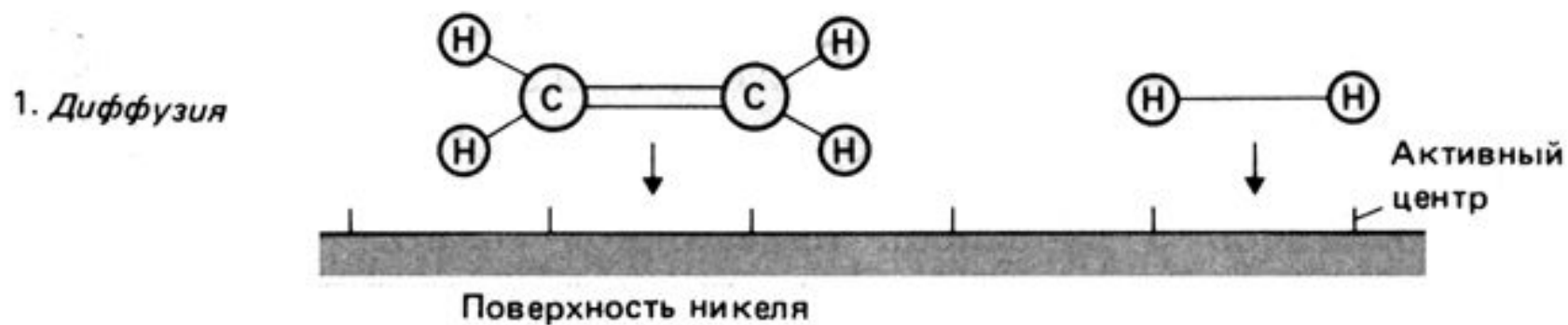
Механизм действия катализатора



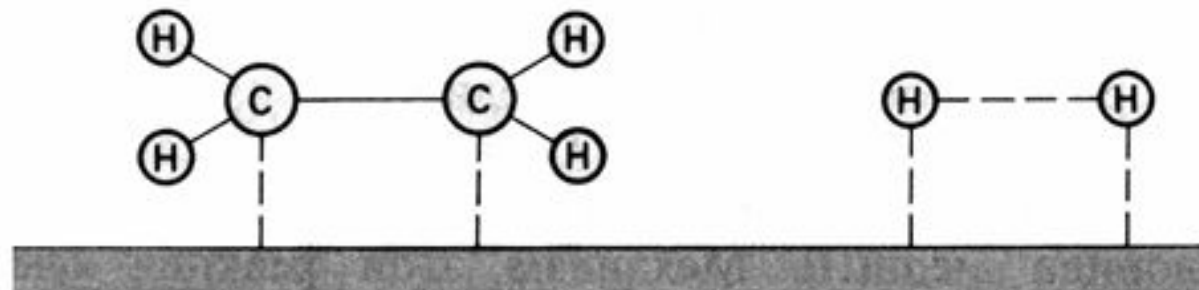
Катализатор
ВНОВЬ ГОТОВ К РАБОТЕ

Из одного вещества можно получить различные продукты в зависимости от катализатора

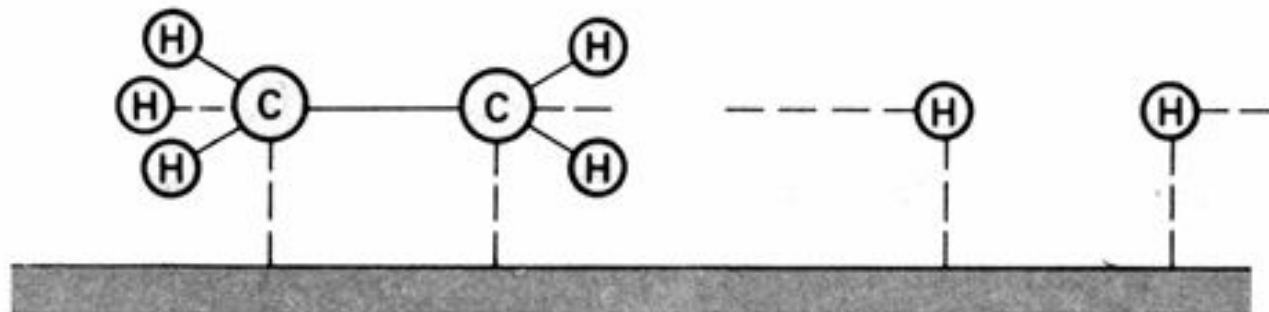
Схематическое изображение стадий гетерогенного катализа.



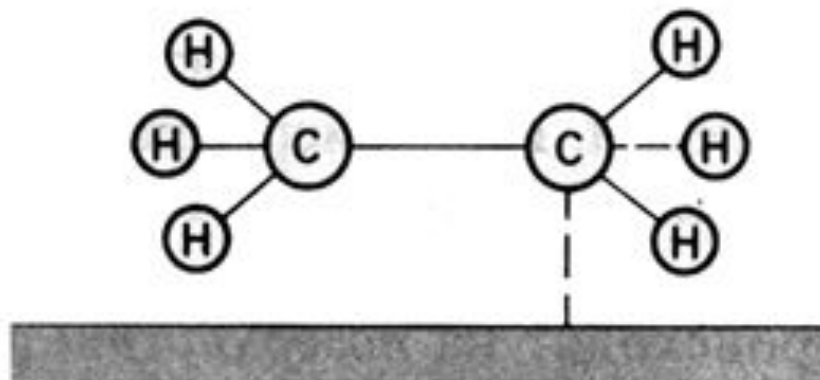
2. Адсорбция



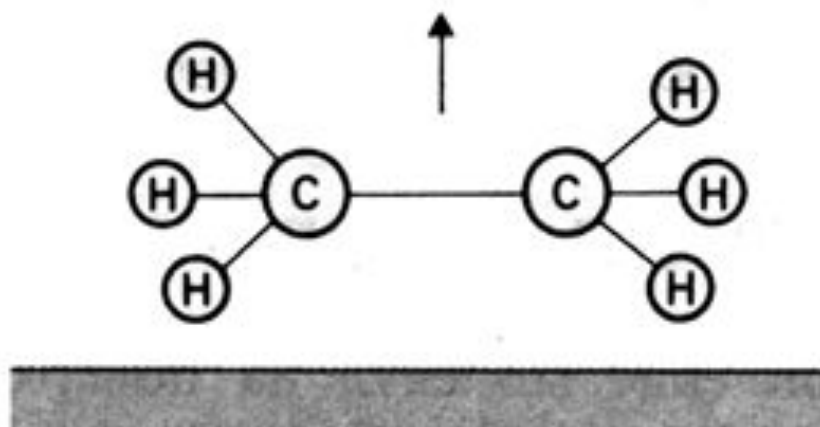
3. Реакция



4. Десорбция



5. Диффузия



Ферментативный катализ

Ферменты (энзимы) –

белковые молекулы, которые катализируют химические реакции в живых системах

Отличия от химического катализа

- 1. Высокая каталитическая активность, в миллионы раз превосходящая активность химических катализаторов:**

1 моль сахарозы способен расщепить за 1 сек 1000 моль свекловичного сахара

1 г пепсина расщепляет 50 кг яичного белка

1 г кристаллического ренина свертывает 72 т молока

1 г пероксидазы проявляет активность при разбавлении в 500 000 кг воды.

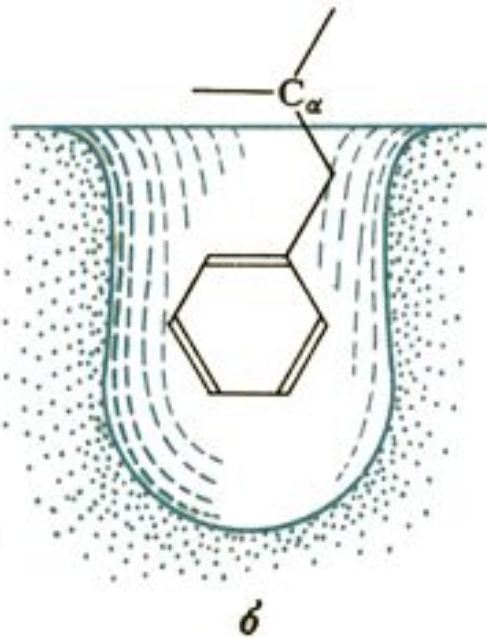
2. Высокая химическая специфичность.

Каждый из ферментов действует лишь на строго определенную реакцию или группу реакций, протекающих в организме:

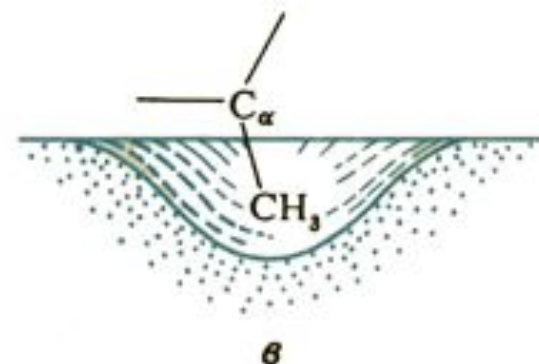
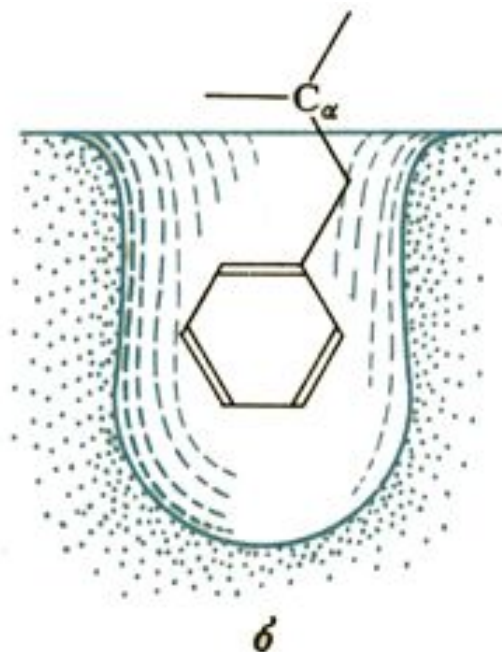
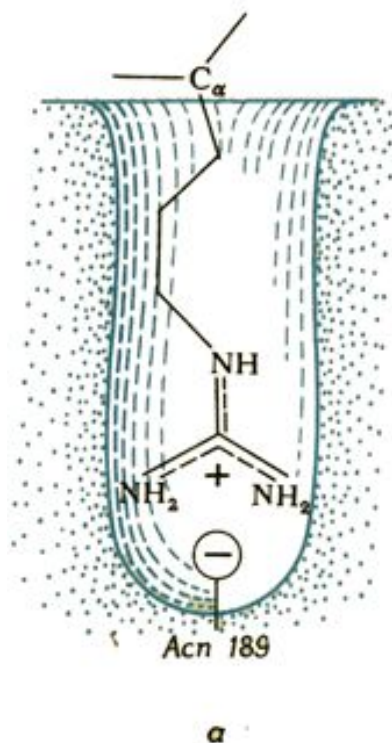
уреаза - катализирует только гидролиз мочевины

пепсин - расщепляет только белки

каталаза - действует только на перекись водорода



Если бы ферменты не обладали столь высокой специфичностью, это привело бы к быстрому распаду всех веществ в клетках и к гибели всего организма.



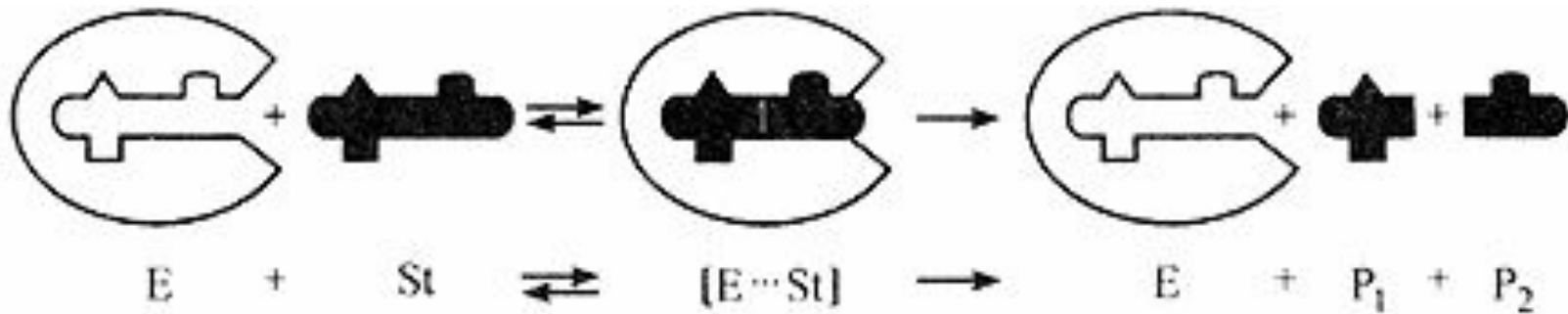
**Карманы специфичности
трипсина (а), хемотрипсина (б) и эластазы (в).**

**Размеры каждого кармана и природа образующих его радикалов
определяют тип аминокислотной цепи, которую он удерживает лучше
всего.**

**В организме человека одновременно
функционирует около
1000 различных ферментов.**

Механизм высокой специфичности ферментов

а) Немецкий химик Фишер для объяснения предложил гипотезу замка и ключа - молекула субстрата точно соответствует по своей форме некоторому участку на молекуле фермента.



Однако, в ряде случаев гипотеза Фишера не может объяснить некоторые факты.

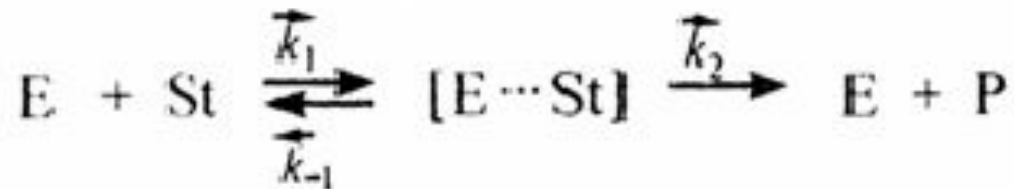
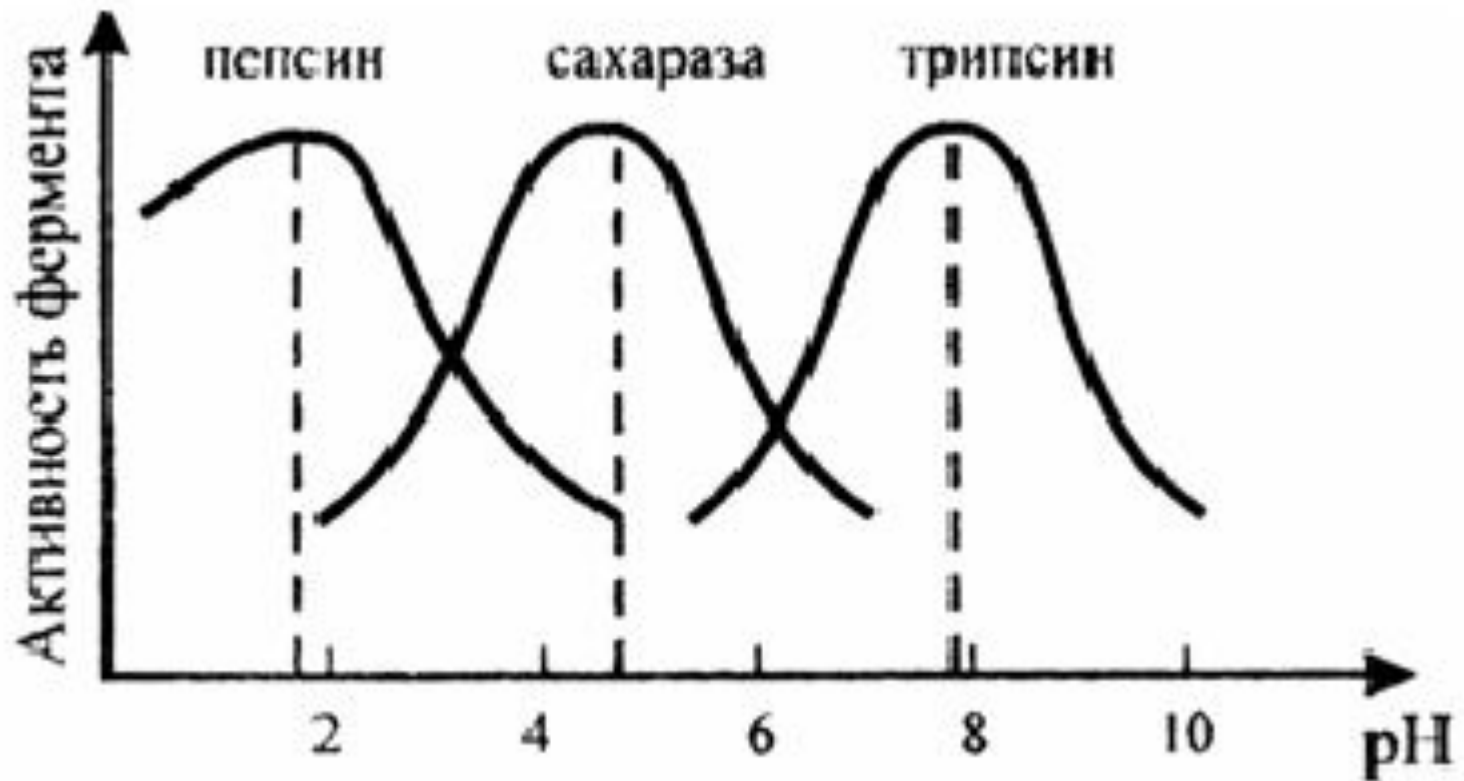
б) Согласно гипотезе Кошланда, субстрат, присоединяясь к активному центру, изменяет его форму, обеспечивая таким образом идеальное их соответствие.

Влияние кислотности среды на активность ферментов

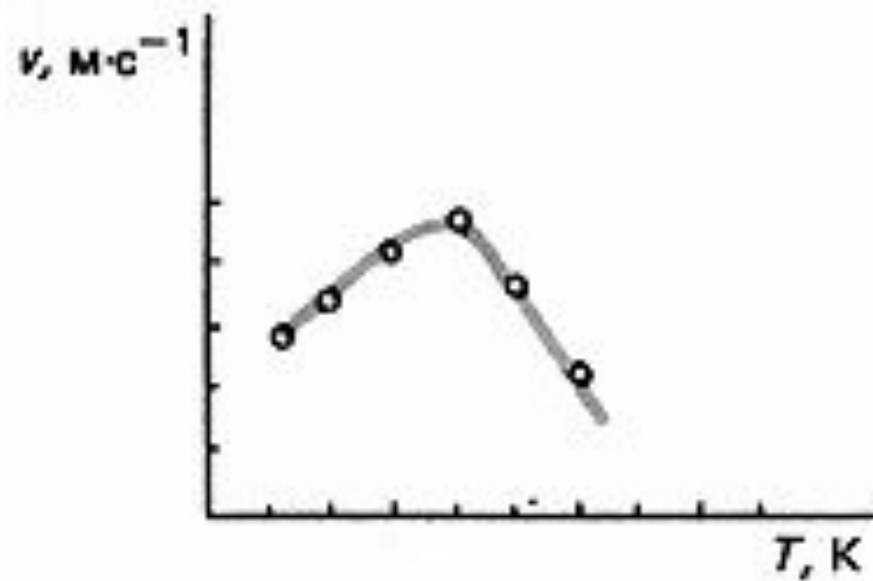
Оптимальные значения pH для некоторых ферментов

Фермент	Субстрат	pH
β -фруктофуранозидаза	Сахароза	4,5-6,6
Уреаза	Мочевина	6,7
Попаин	Белок	5,0
Пепсин	Белок	1,5-2,0
Аргиназа	Аргинин	9,5-9,9

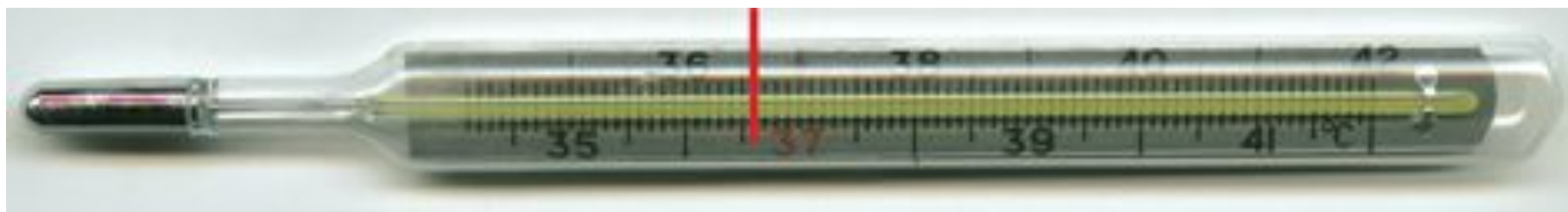
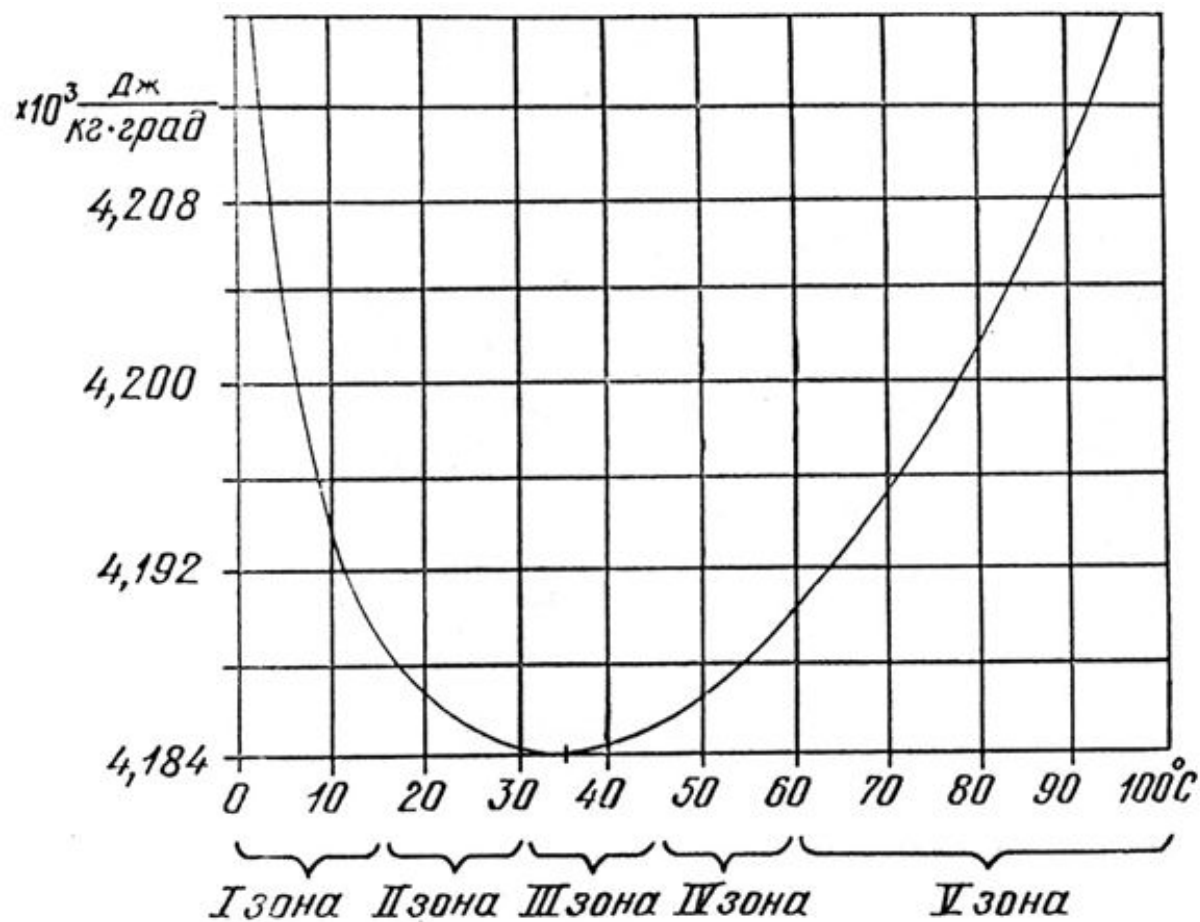
Влияние кислотности среды



Влияние температуры на скорость ферментативных реакций



Изменение теплоемкости воды в зависимости от температуры



Влияние концентрации фермента на скорость реакций

Схема ферментативного процесса



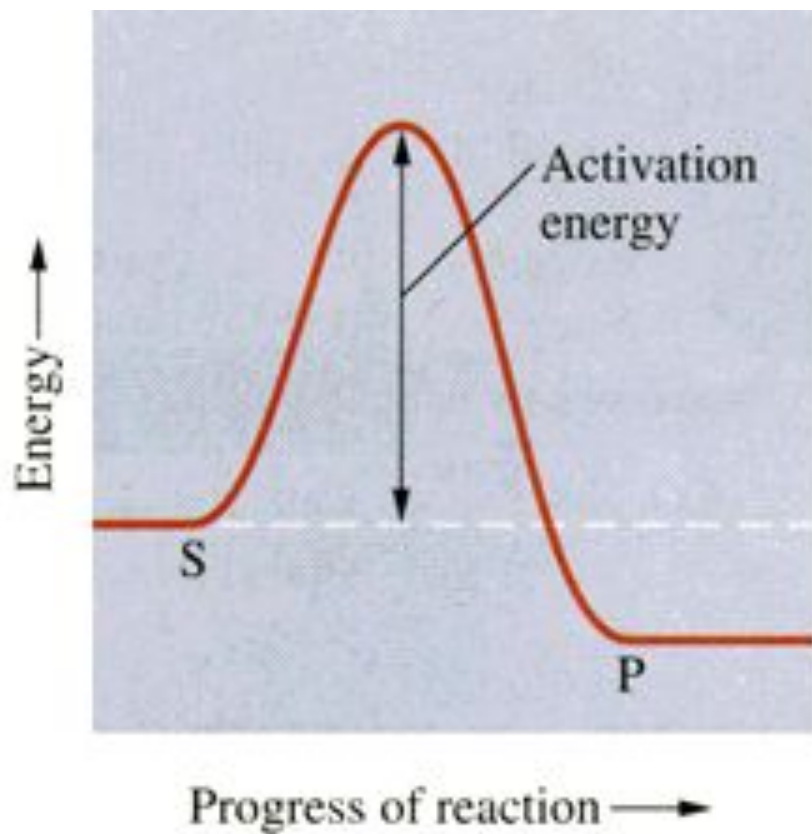
E – фермент (энзим)

S – субстрат

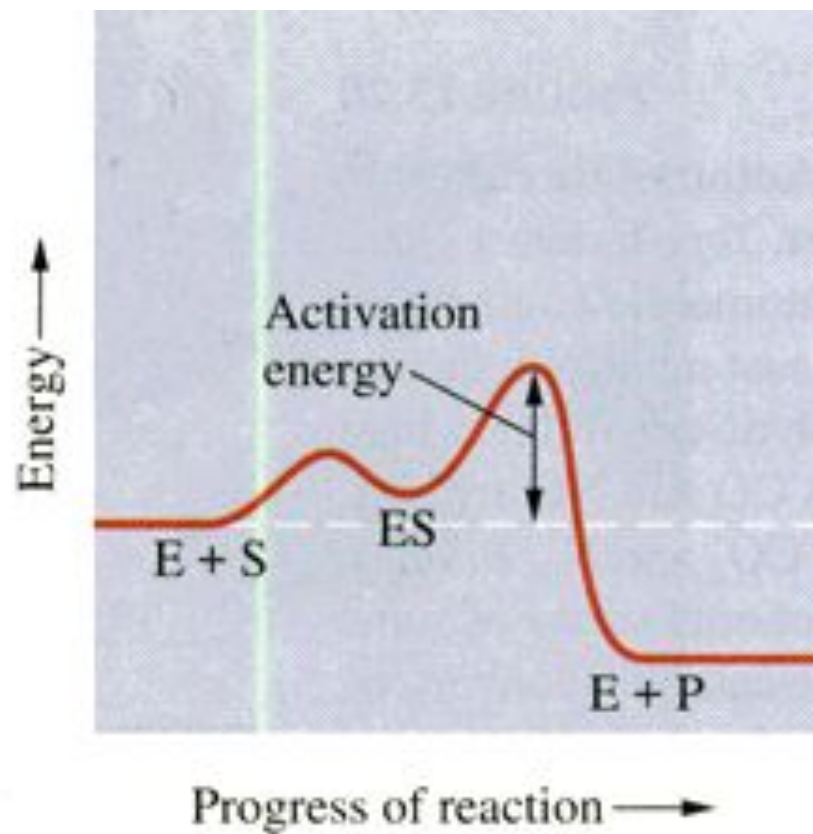
ES – фермент-субстратный комплекс

P – продукт реакции

k_1 , k_2 , k_3 – константы скоростей реакций



A



B

Уравнение Михаэлиса и Ментен



$$V = \frac{V_{\max} \cdot [S]}{K_m + [S]}$$

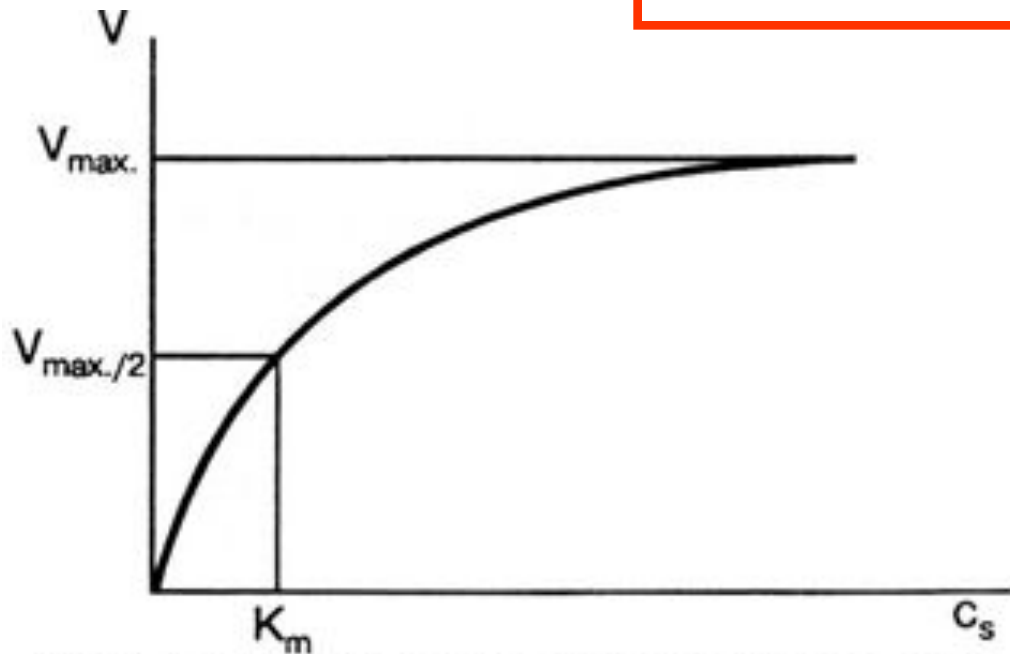
K_m - константа Михаэлиса

- численно равна концентрации субстрата, при которой скорость реакции составляет половину от максимальной

$$K_m = \frac{k_2 + k_3}{k_1}$$

K_m - зависит от pH, температуры и природы субстрата.

$$V = \frac{V_{\max} \cdot [S]}{K_m + [S]}$$



Зависимость скорости ферментативной реакции от концентрации субстрата.

При $[S] = K_m$ $V = \frac{V_{\max}}{2}$

При $[S] \ll K_m$ $V = \frac{V_{\max} \cdot [S]}{K_m}$

При $[S] \gg K_m$ $V_0 = V_{\max}$

$V_{\max}$ соответствует концентрации субстрата, когда активные центры всех молекул фермента насыщены молекулами субстрата.

Физический смысл константы Михаэлиса



$$V = \frac{V_{\max} \cdot [S]}{K_m + [S]}$$

$$K_m = \frac{k_2 + k_3}{k_1}$$

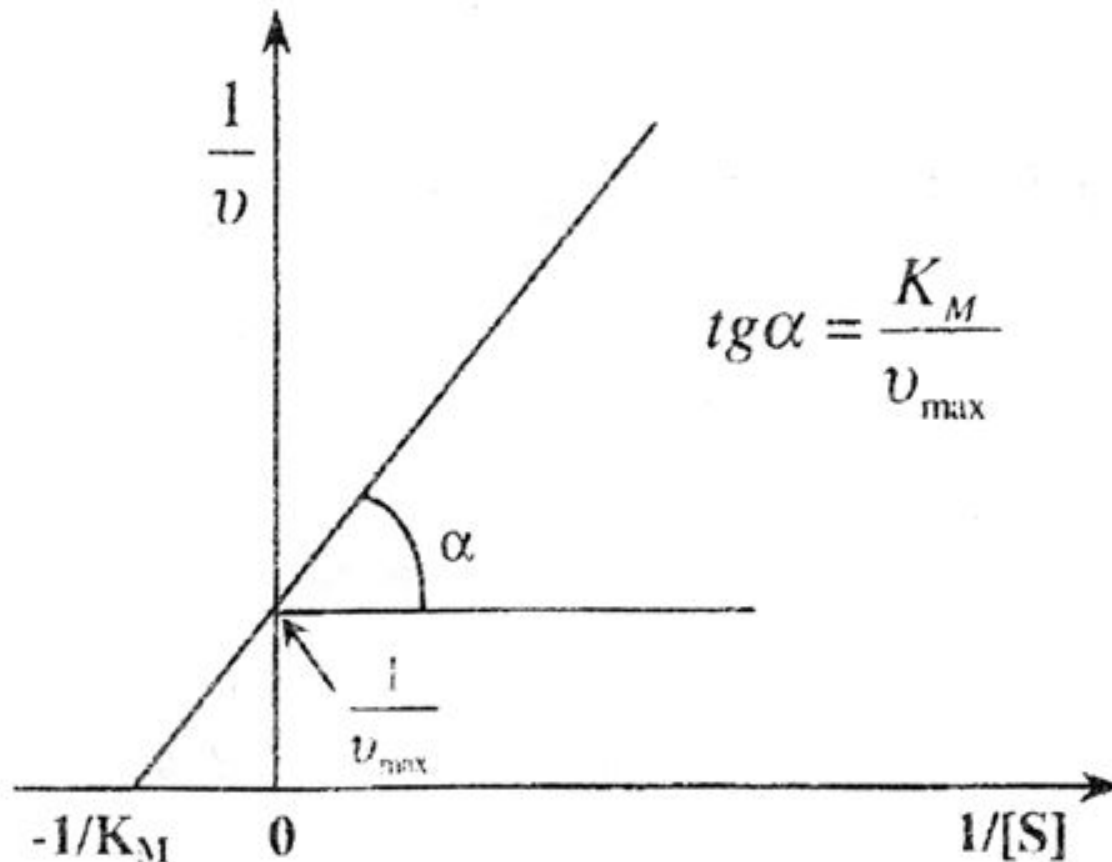
Константа Михаэлиса – K_m характеризует сродство фермента к субстрату!

- ✓ Высокое сродство достигается, когда $k_1 \gg k_2$, при этом K_m – минимальна, а скорость реакции наибольшая.
- ✓ Сравнивая значения K_m , можно определить, какой тип молекул наиболее прочно связывается с ферментом.
- ✓ Как правило, к таким молекулам относятся природные субстраты.

Графическое определение K_m из уравнения Лайнуивера-Берка

$$V = \frac{V_{\max} \cdot [S]}{K_m + [S]}$$

$$\frac{1}{V} = \frac{1}{V_{\max}} + \frac{K_m}{V_{\max}} \cdot \frac{1}{[S]}$$



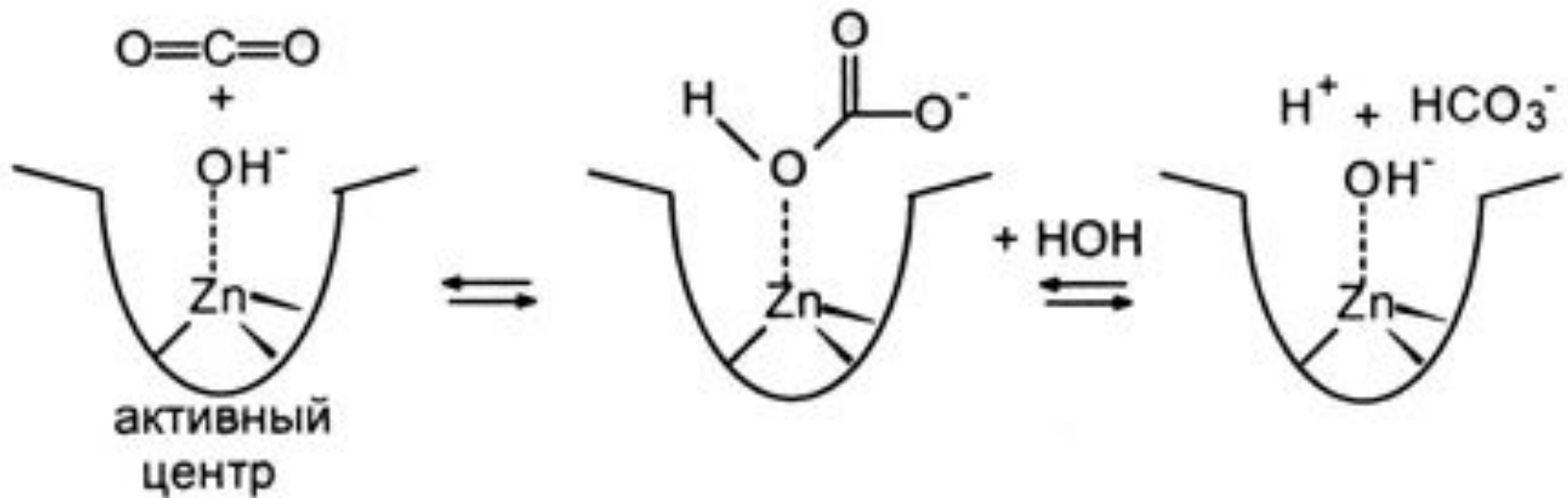
Число оборотов фермента

Эффективность ферментативного действия определяется константой k_3 - числом оборотов фермента – количеством молей субстрата, превращаемых в продукт в единицу времени.



Для карбоангидразы $K_3 = 6 \cdot 10^5 \text{ сек}^{-1}$

Участие активного центра карбоангидразы в гидратации углекислого газа

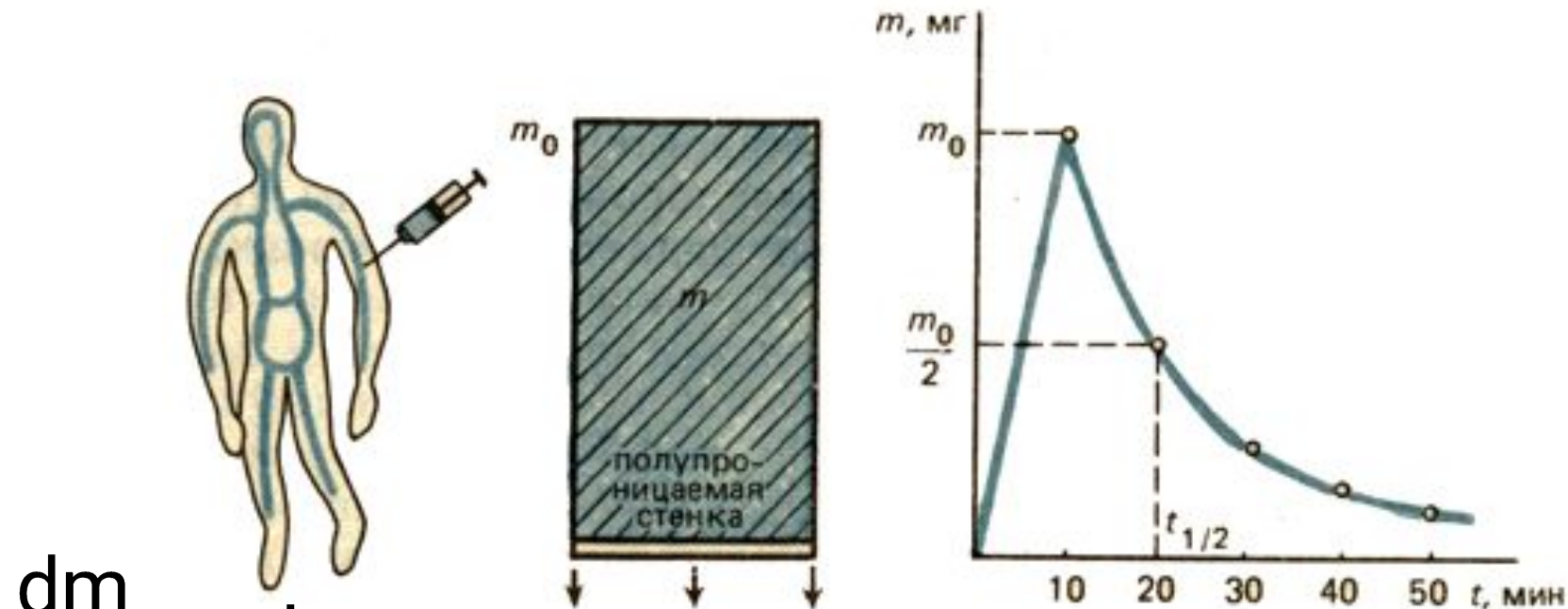


То есть, 10^{-6} моль фермента за одну секунду превращают 0,6 моль H_2CO_3 (~40г) в CO_2 и H_2O !!!

Значение ферментативных реакций

- ✓ Применение ферментов в качестве лекарственных препаратов;
- ✓ Разработка методов диагностики с помощью ферментов;
- ✓ Производство антибиотиков;
- ✓ Синтез окси- и аминокислот, гидролиз крахмала;
- ✓ Изготовление кисломолочных продуктов, сыра, алкогольных напитков, обработка фруктов и овощей;

✓ **Определение дозировки лекарственных препаратов и интервалов их приема по полупериоду выведения лекарства из организма:**



$$\frac{dm}{dt} = -k_e m$$

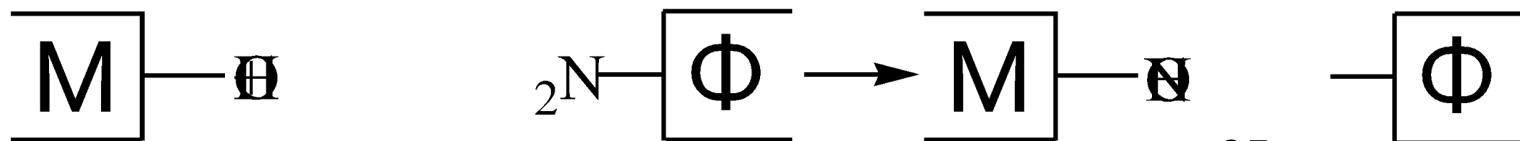
k_e - константа элиминирования
- скорость выведения
лекарственного препарата из
организма.

**Фармакокинетика введения и
выведения препарата из организма**

✓ **Использование иммобилизованных ферментов для аналитических целей и в методах очистки биологических жидкостей**

Низкая стабильность ферментов к денатурирующему действию среды (T° , pH) и значительное снижение их активности при выделении в чистом виде привела к необходимости отделения ферментов от продуктов реакции.

Иммобилизация – физико-химический процесс присоединения ферментов к полимерным матрицам (производные целлюлозы, полисахариды, полимеры акриламида, стекла силикагели, угли)



Иммобилизованные ферменты широко используются в гемосорбции и для определения:

уреаза – мочевины

глюкозооксидаза – глюкозы

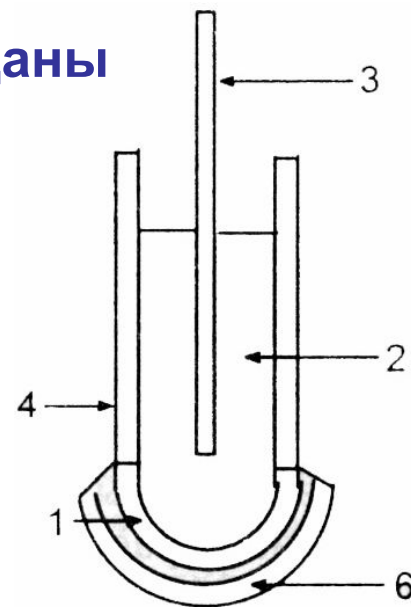
лактаза – лактозы

лактатдегидрогеназа – молочной кислоты

пенициллиназа - пенициллина

На основе иммобилизованных ферментов созданы ферментные электроды для количественного определения различных субстратов,

Они применяются для определения концентрации не только продуктов ферментативной реакции, но и любого участвующего в этой реакции вещества.



ферментный
электрод

Катализаторы и ферменты 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.



Кафедра общей и медицинской химии

Лекция

«Химическое равновесие»

Химическое равновесие (граф структуры)

Химическое равновесие

Условия химического
равновесия

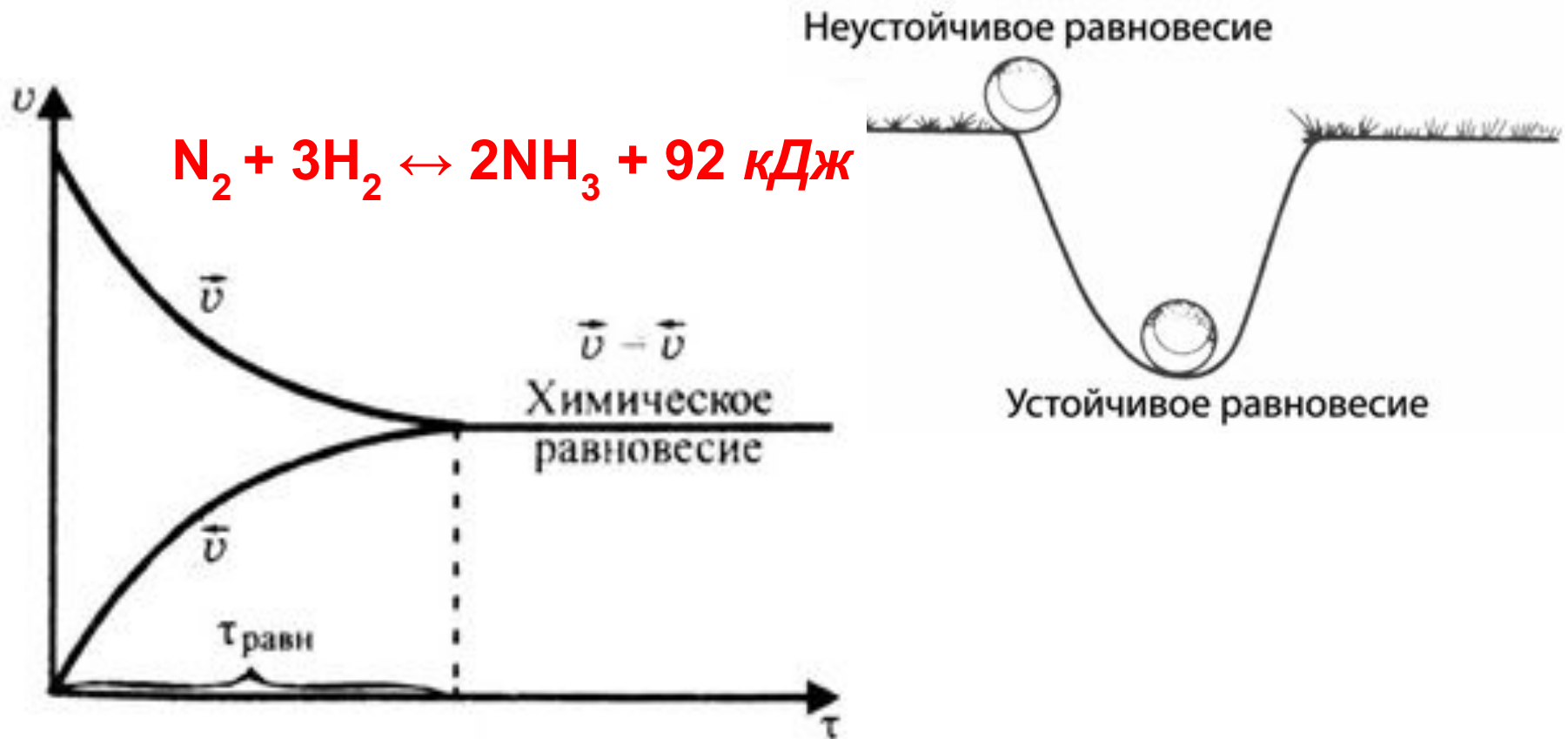
Смещение химического равновесия;
принцип Ле Шателье

Конц
ен-
траци
я

давлени
е

температура

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

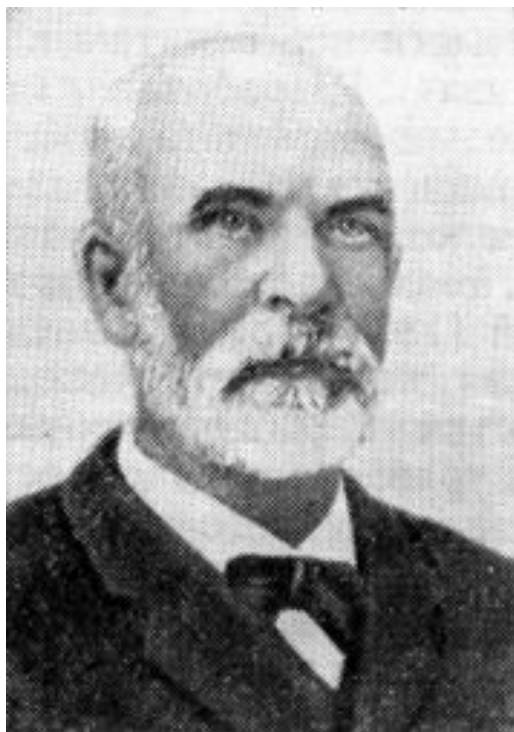


Равновесными называются концентрации всех веществ системы, которые устанавливаются в ней при наступлении состояния химического равновесия.

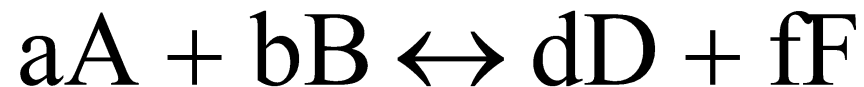
Изменение концентраций реагентов и продуктов в реакции синтеза аммиака по мере достижения равновесия.



Вывод константы химического равновесия



ГУЛЬДБЕРГ
Като Максимилиан
(2.08.1836-14.1.1902)



В состоянии химического равновесия:

$$V = V$$

$$k[A]^a[B]^b = k[D]^d[F]^f$$

$$K_{\text{равн}} = \frac{k}{k} = \frac{[D]^d[F]^f}{[A]^a[B]^b}$$

$$K_{\text{равн}} = \frac{k_{\text{пр}}}{k_{\text{обр}}} = \frac{[D]^d [F]^f}{[A]^a [B]^b}$$

Константа химического равновесия -

отношение произведения равновесных концентраций конечных продуктов к произведению равновесных концентраций исходных веществ, возведенных в степени, равные их стехиометрическим коэффициентам.

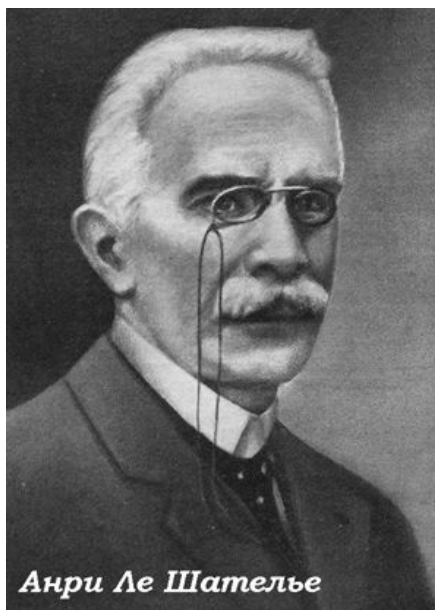
Константа химического равновесия –

отношение констант скоростей прямой и обратной реакций

$K_{\text{равн}}$ зависит от:

а) природы вещества

б) температуры



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.

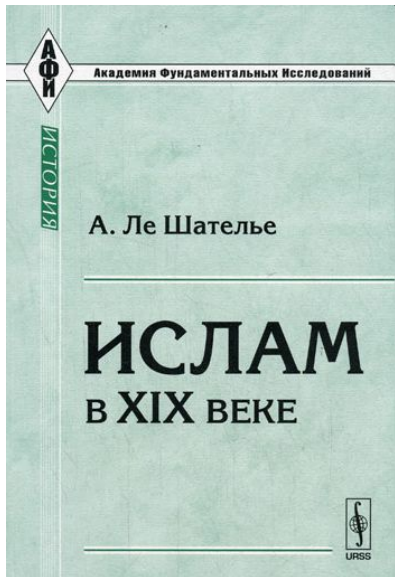
В 1884 году сформулировал общий закон смещения химического равновесия.

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.



Студенты Сорбонны, слушавшие лекции Ле-Шателье в 1907-1908 годах, так записывали в своих конспектах: *"Изменение любого фактора, могущего влиять на состояние химического равновесия системы веществ, вызывает в ней реакцию, стремящуюся противодействовать производимому изменению. Повышение температуры вызывает реакцию, стремящуюся понизить температуру, то есть идущую с поглощением тепла. Увеличение давления вызывает реакцию, стремящуюся вызвать уменьшение давления, то есть сопровождающуюся уменьшением объема..."*.



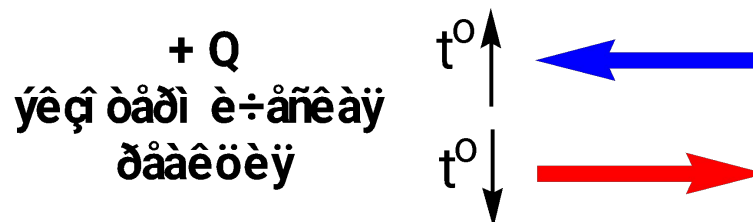
Будущий открыватель знаменитого принципа был широко образованным и эрудированным человеком. Много времени он посвятил изучению религии и древних языков. В возрасте 27 лет Ле-Шателье стал профессором.

К сожалению, Ле-Шателье не был удостоен Нобелевской премии. Причина заключалась в том, что первоначально премия присуждалась только авторам работ, выполненных или получивших признание в год получения премии. Важнейшие работы Ле Шателье были выполнены задолго до 1901 года, когда состоялось первое присуждение Нобелевских премий.

1. Влияние изменения температуры на смещение равновесия



Экзотермическим реакциям благоприятствует
понижение температуры



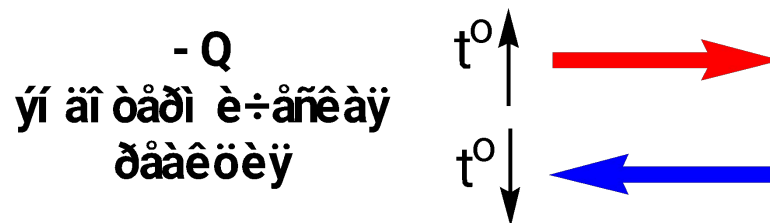
Эндотермическим реакциям благоприятствует
повышение температуры



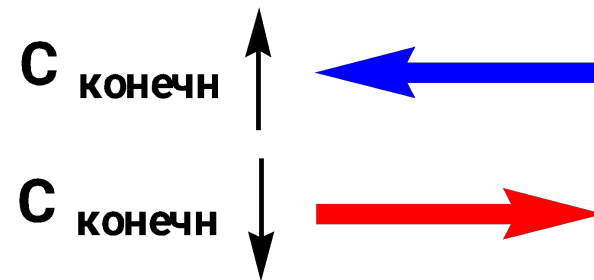
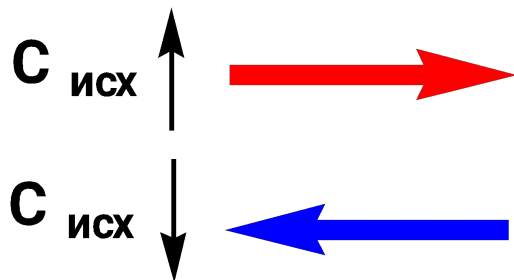
Q

розовый

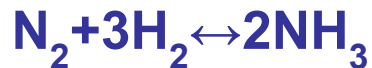
голубой



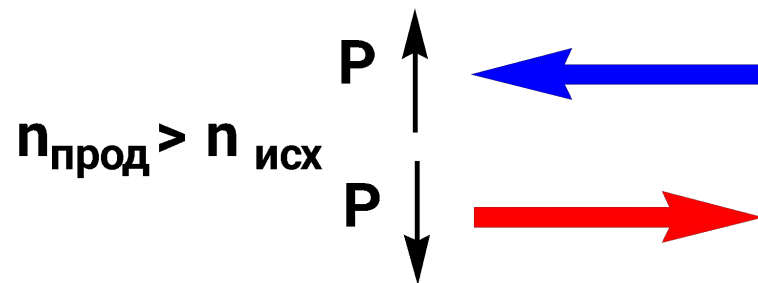
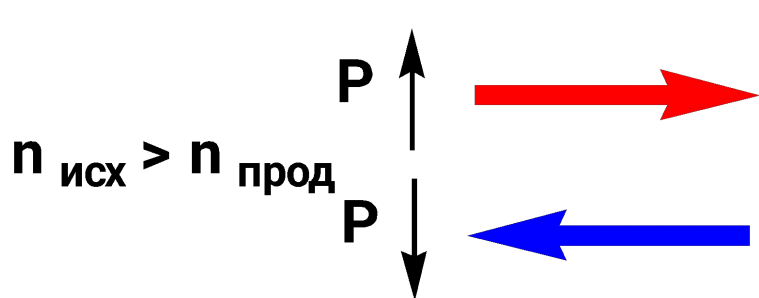
2. Влияние изменения концентрации.



3. Влияние изменения давления.

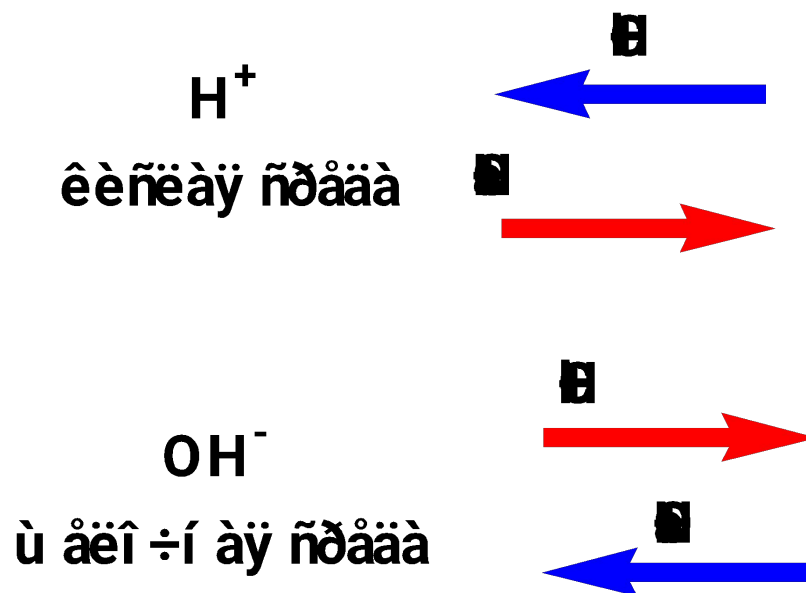
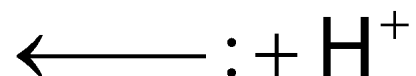
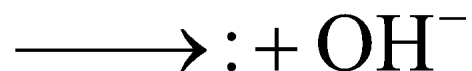
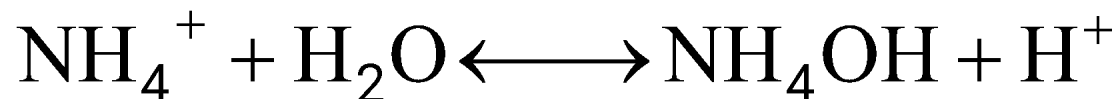


Влияние давления для равновесных газовых реакций определяется числом молей до и после реакции :



$$n_{\text{исх}} = n_{\text{прод}}$$

4. Влияние кислотности среды на примере гидролиза:





Спасибо за внимание!