

**Учреждение образования  
«БЕЛОРУССКАЯ ГОСУДАРСТВЕННАЯ  
СЕЛЬСКОХОЗЯЙСТВЕННАЯ АКАДЕМИЯ»**

**Кафедра химии**

# **ХИМИЯ**

**Теоретический раздел  
Лекция  
Основы биоэнергетики:  
кинетика химических реакций**

# ОБЩИЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ХИМИЧЕСКОЙ КИНЕТИКИ

## 1. Основные понятия

Химические и биохимические реакции – это химическая форма движения материи, которая проявляется в превращении одних веществ в другие. Термодинамика предсказывает только возможность этих превращений с позиции их энергетики. В тоже время необходимо знать, как это происходит и, как быстро протекают эти превращения. Для понимания законов, определяющих протекание химических и биохимических реакций, необходимо рассматривать их с позиции, как термодинамики, так и химической кинетики.

Сбалансированность скоростей множеств химических реакций позволяет живым организмам регулировать метаболизм и поддерживать состояние гомеостаза. Нарушение сбалансированности скоростей отдельных процессов вызывают различные патологические изменения.

**Химическая кинетика** – это область химии, которая изучает механизм, скорость и закономерности протекания хим. реакций во времени. Существуют 2 типа реакций:

- *гомогенные* – исходные вещества и продукты реакции находятся в одной фазе (нет поверхности раздела между реагентами). Реакция идёт во всём объёме системы.



обозначения фазовых состояний: ( ) – газ, { } – жидкость, [ ] – твердое вещество

- *гетерогенные* – происходят с веществами в различных фазовых состояниях. Реакция идёт на границе раздела фаз.  $2(N_2) + 4\{H_2O\} + (O_2) = 2[NH_4NO_3]$

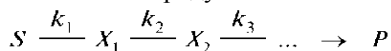
Различают элементарные и сложные химические процессы.

Элементарные (простые) реакции – протекает в одну стадию и описывается одним хим. уравнением.  $I_2 \rightarrow 2I; H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$

Сложная реакция – протекает в несколько стадий и имеет столько же констант скорости. Скорость сложных реакций зависит или определяется **лимитирующей стадией** (это реакция, которая протекает с наименьшей скоростью).

По механизму протекания реакции можно разделить на несколько типов.

*Последовательными реакциями* называют сложные реакции, в каждой из которых продукт ( $X_1$ ) первой элементарной стадии вступает в реакцию с продуктом второй стадии, продукт ( $X_2$ ) второй стадии вступает в третью и т.д., пока не образуется конечный продукт:



Где  $S$  – субстрат (исходный реагент);  $k_1, k_2, k_3 \dots$  – константа скорости 1, 2 и т.д. стадий реакции;  $P$  – конечный продукт.

Стадии последовательных реакций протекают с различной скоростью. Стадия, константа скорости которой минимальна, называется лимитирующей. Она определяет кинетическую закономерность реакции в целом. Вещества, образующиеся в промежуточных стадиях, называются промежуточными продуктами или интермедиатами, которые являются субстратами последующих стадий. Если интермедиат медленно образуется и быстро распадается, то его концентрация в течение длительного времени не изменяется. Практически все процессы метаболизма являются последовательными реакциями (например, метаболизм глюкозы).

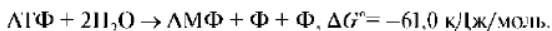
*Параллельными реакциями* называют реакции, имеющие одни и те же исходные реагенты, которым соответствуют различные продукты. Скорость параллельных реакций равна сумме скоростей отдельных реакций. Это правило применимо и для бимолекулярных параллельных химических реакций.

*Последовательно-параллельными реакциями* называют реакции, имеющие одни и те же исходные реагенты, которые могут реагировать по двум путям (механизмам) и более, в том числе с разным количеством промежуточных стадий. Данный случай лежит в основе явления *катализа*, когда интермедиат одного из путей будет способствовать увеличению скорости других путей.

*Конкурирующими реакциями* называют сложные реакции, в которых одно и то же вещество одновременно взаимодействует с одним или несколькими реагентами  $V_1, V_2$  и т.д., участвует в одновременно протекающих реакциях:  $A + V_1 \rightarrow X_1; A + V_2 \rightarrow X_2$ . Эти реакции конкурируют друг с другом за реагент  $A$ .

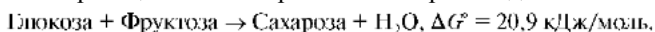
*Сопряженными реакциями* называют сложные реакции, в которых одна реакция протекает только в присутствии другой. В сопряженных реакциях промежуточное вещество служит связывающим звеном между первичным и вторичным процессами и обуславливает протекание обоих.

Живая клетка для своего существования нуждается в энергии. Универсальным источником энергии в живых организмах является аденозинтрифосфорная кислота (АТФ). Это соединение выполняет функцию аккумулятора энергии, так как при его взаимодействии с водой, т.е. гидролизе, образуются аденозиндифосфорная (АДФ) и фосфорная (Ф) кислоты и выделяется энергия. Поэтому АТФ называется *макроэргическим соединением*, а разрывающаяся при его гидролизе связь Р-О-Р – макроэргической. *Макроэргической связью* называется химическая связь, при разрыве которой в результате реакции гидролиза выделяется значительная энергия:

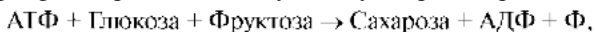


Как известно, разрыв любой связи (в том числе и макроэргической) всегда требует затраты энергии. В случае же гидролиза АТФ, кроме процесса разрыва связи между фосфатными группами, для которого  $\Delta G > 0$ , происходят процессы гидратации, изомеризации и нейтрализации продуктов, образующихся при гидролизе. В результате всех этих процессов суммарное изменение энергии Гиббса имеет отрицательное значение. Следовательно, макроэргическим является не разрыв связи, а энергетический результат ее гидролиза.

Для того чтобы в живых системах протекали эндэргонические реакции ( $\Delta G > 0$ ), необходимо, чтобы они были сопряжены с экзэргоническими реакциями ( $\Delta G < 0$ ). Такое сопряжение возможно, если обе реакции имеют какое-либо общее промежуточное соединение, и на всех стадиях сопряженных реакций суммарный процесс характеризуется отрицательным значением изменения энергии Гиббса ( $\sum \Delta G_{\text{сопр.р}} < 0$ ). Например, синтез сахарозы является эндэргонической реакцией и самопроизвольно происходить не может:



Однако сопряжение этой реакции с экзэргонической реакцией гидролиза АТФ, сопровождающееся образованием общего промежуточного соединения глюкозо-1-фосфата, приводит к тому, что суммарный процесс имеет  $\sum \Delta G < 0$ :



$$\Delta G^\circ = -29,2 \text{ кДж/моль.}$$

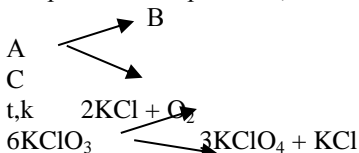
*Цепными реакциями* называют химические и ядерные реакции, в которых появление активной частицы (свободного радикала или атома в химических, нейтрона в ядерных процессах) вызывает большое число (цепь) последовательных превращений неактивных молекул или ядер. Цепные реакции распространены в химии. По цепному механизму протекают многие фотохимические реакции, процессы окисления (горение, взрыв), полимеризации, крекинга. Теория цепных реакций разработана академиком Н.Н. Семеновым, С.Н. Хиншельвудом (Англия) и др. Основными стадиями цепных реакций являются: зарождение (инициация), продолжение (элонгация) и обрыв цепи (терминация). Различают два типа цепных реакций: реакции с неразветвленными и с разветвленными цепями. Особенность цепных реакций состоит в том, что один первичный акт активации приводит к превращению огромного числа молекул исходных веществ. Биохимические реакции свободно-радикального окисления являются цепными.

*Периодическими (автоколебательными) реакциями* называют сложные многостадийные автокаталитические реакции с участием нескольких веществ, в которых происходит периодическое колебание концентраций окисленной и восстановленной форм. Колебательные реакции открыты Б.П. Белоусовым, исследованы А.М. Жаботинским и др. Частота и форма колебаний зависят от концентраций исходных веществ, кислотности, температуры.

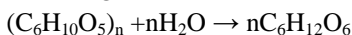
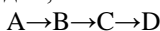
Примером таких реакций может являться взаимодействие броммалоновой кислоты с броматом калия в кислой среде, катализатором служит соль церия (III). Периодические реакции имеют большое значение для биологических объектов, где реакции подобного рода широко распространены.

Классификация сложных реакций:

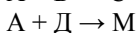
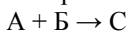
- параллельные реакции;



- последовательные реакции – протекают через ряд последовательных стадий;



- сопряженные реакции – всегда протекают одновременно;



- обратимые реакции – определяются разностью скоростей прямой и обратной реакции



- цепные реакции.

Механизм реакции – совокупность последовательных отдельных элементарных стадий, из которых складывается процесс. Механизм реакции в сложных процессах считается самым трудоёмким.

Скорость химической реакции определяется изменением концентрации.

Средняя скорость гомогенной реакции – это изменение концентрации реагирующих веществ в единицу времени при неизменном объеме системы. Обычно концентрацию выражают в моль/л, а время в секундах или минутах:  $v = \pm(C_2 - C_1)/(t_2 - t_1) = \pm\Delta C/\Delta t$ , моль/(л·с).

Средняя скорость гетерогенной реакции – это изменение концентрации (химического количества) реагирующих веществ в единицу времени на единицу площади.

$$v = \pm(n_2 - n_1)/((t_2 - t_1) \cdot S) = \pm\Delta n/(\Delta t \cdot S), \text{ моль}/(\text{с} \cdot \text{м}^2).$$

Более точно химическую реакцию характеризует мгновенная или истинная скорость, которая определяется как тангенс угла наклона касательной в любой точке кривой скорости реакции. Истинную скорость реакции можно определить графически, проведя касательную к кинетической кривой (рис. 6.1):

$$\pm \partial c / \partial \tau = \text{tg} \alpha$$

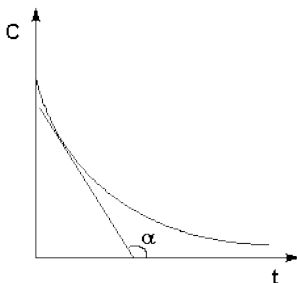


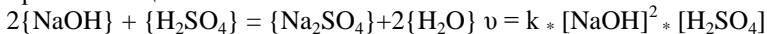
Рис. 6.1 Графическое определение  $\nu_{ист}$ .

## 2. Закон действующих масс и кинетическое уравнение

Скорость реакции определяется концентрацией и природой реагирующих веществ, которые находятся в виде раствора. На основе обширного экспериментального материала сформулирован основной закон химической кинетики – закон действующих масс, устанавливающий зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ: скорость химической реакции пропорциональна произведению концентрации реагирующих веществ с учетом их коэффициентов в виде степени.

В общем виде скорость реакции  $aA + bB + cC + \dots = fF + \dots$  по закону действующих масс характеризуется кинетическим уравнением  $\nu = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b \cdot C_C^c$ , где  $k$  – коэффициент пропорциональности, называемый константой скорости реакции.

Из последнего уравнения установлен физический смысл константы скорости  $k$ : она численно равна скорости реакции, когда концентрации каждого из реагирующих веществ составляют 1 моль/л или когда их произведение равно 1. Константа скорости реакции зависит от природы реагирующих веществ, температуры, катализатора, но не зависит от их концентраций и давления. Кинетическое уравнение описывает скорость конкретной реакции и для конкретных веществ.

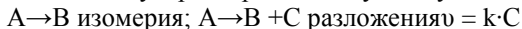


В гетерогенных процессах в кинетическом уравнении не указывается концентрация твёрдого вещества.  $[\text{C}] + (\text{O}_2) \rightarrow (\text{CO}_2) \quad \nu = k \cdot [\text{O}_2]$

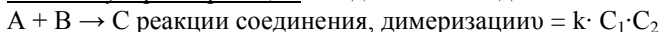
## 3. Кинетическая классификация химических реакций

Молекулярность реакции – определяется числом молекул, которые одновременно взаимодействуют. между собой в элементарной стадии.

Мономолекулярные реакции – участвует один вид молекул.



Бимолекулярные реакции – ведётся взаимодействие 2-х частиц.



Тримолекулярные реакции – участвуют сразу три молекулы, характерны для газообразных веществ.  $A + B + C \rightarrow D$   $v = k \cdot C_1 \cdot C_2 \cdot C_3$

Кинетический порядок реакций – определяется суммой показателей степени концентрации реакций.

Порядок элементарной стадии равен её молекулярности.

Реакции 1 порядка рассчитываются по уравнению:

$$k = (2,303/\tau) \cdot \lg(a/(a-x))$$

период полураспада  $\tau = 0,693/k$

Реакции 2 порядка – по уравнению:  $k = (2,303/\tau(a-b)) \cdot \lg((a-x) \cdot b/(b-x) \cdot a)$

#### 4. Факторы, влияющие на скорость реакции

Скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ и условий протекания реакции: концентрации, температуры, присутствия катализаторов, а также от некоторых других факторов (например, от давления - для газовых реакций, от степени измельчения - для твердых веществ, от радиоактивного облучения).

Факторы, влияющие на скорость реакции:

- концентрация реагирующих веществ (согласно закону действующих масс с повышением концентрации реагирующих веществ, скорость реакции увеличивается);

- давление – с повышением давления в газообразной системе, скорость реакции увеличивается: во сколько раз увеличивается давление, во столько же раз увеличивается и концентрация газообразного вещества.

- природа веществ;

- температура (в реакцию между собой вступает только активные молекулы, которые обладают дополнительной энергией – энергией активации).

Для того чтобы совершился элементарный акт химического взаимодействия, реагирующие частицы должны столкнуться друг с другом. Однако не каждое столкновение приводит к химическому взаимодействию. Последнее происходит в том случае, когда частицы приближаются на расстояния, при которых возможно перераспределение электронной плотности и возникновение новых химических связей. Взаимодействующие частицы должны обладать энергией, достаточной для преодоления сил отталкивания, возникающих между их электронными оболочками.

*Энергия активации* – энергия, которая необходима для преодоления энергетического барьера, т.е. для перехода частицы в активное состояние; она рассчитывается как разность между наименьшим избытком энергии (активных молекул) и энергией молекулы в стационарном состоянии. Активные

молекулы  $A_2$  и  $B_2$  при столкновении объединяются в промежуточный активный комплекс  $A_2 \dots B_2$  с ослаблением, а затем и разрывом связей А-А и В-В и прочнением связей А-В.



Реакции характеризуются различными величинами энергии активации ( $E_{\text{акт}}$ ). В большинстве случаев энергия активации химических реакций между нейтральными молекулами составляет от 80 до 240 кДж/моль. Для биохимических процессов значения  $E_{\text{акт}}$  зачастую ниже – до 20 кДж/моль. Это объясняется тем, что абсолютное большинство биохимических процессов протекает через стадию фермент-субстратных комплексов. Энергетические барьеры ограничивают протекание реакции. Благодаря этому в принципе возможные реакции практически всегда не протекают и замедляются. Реакции с энергией активации выше 120 кДж/моль настолько медленны, что их протекание трудно заметить. Для осуществления реакции молекулы при столкновении должны быть определенным образом ориентированы и обладать достаточной энергией.

Зависимость скорости реакции от температуры определяется правилом Вант-Гоффа: при повышении температуры на каждые  $10^\circ$  скорость большинства реакций увеличивается в 2-4 раза. Математически эта зависимость выражается соотношением  $v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\Delta t/10}$ , где  $v_1$  и  $v_2$  – скорости реакции соответственно при начальной ( $t_1$ ) и конечной ( $t_2$ ) температурах;  $\gamma$  – температурный коэффициент скорости реакции, который показывает, во сколько раз увеличивается скорость реакции с повышением температуры реагирующих веществ на  $10^\circ\text{C}$ . Правило Вант-Гоффа является приближенным и применимо лишь для ориентировочной оценки влияния температуры на скорость реакции.

**Задача:** Для некоторой реакции  $\gamma=3$ . На сколько градусов надо повысить температуру, чтобы увеличить скорость реакции в 81 раз?

**Решение.** Согласно правилу Вант-Гоффа, скорость реакции зависит от температуры по уравнению  $v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\Delta t/10}$ . Найдём  $v_2 / v_1 = \gamma^{\Delta t/10}$ ;  $81 = 3^{\Delta t/10}$ .  $\Delta t/10 = 4$ ;  $\Delta t = 10 \cdot 4 = 40^\circ\text{C}$ .

**Ответ:** На 40 градусов надо повысить температуру, чтобы увеличить скорость реакции в 81 раз.

**Задача:** Как увеличится скорость реакции при повышении температуры с  $10^\circ\text{C}$  до  $70^\circ\text{C}$ , если  $\gamma=2$ ?

**Решение.** Согласно правилу Вант-Гоффа, скорость реакции зависит от температуры по уравнению  $v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\Delta t/10}$ .

По условию задачи  $\Delta t = 70^\circ - 10^\circ = 60^\circ$  и  $\gamma = 2$ . Тогда.  $v_2/v_1 = \gamma^{\Delta t/10} = 2^{60/10} = 64$

Ответ. При повышении температуры на  $60^\circ\text{C}$  скорость реакции увеличится в 64 раза.

Сильное изменение скорости реакции с изменением температуры объясняет теория активации. Скорость реакции непосредственно зависит от значения энергии активации, если оно мало, то за определенное время протекания реакции энергетический барьер преодолет большое число частиц и скорость реакции будет высокой, но если энергия активации велика, то реакция идет медленно. Энергия, которую надо сообщить молекулам (частицам) реагирующих веществ, чтобы превратить их в активные, называется энергией активации. Зависимость скорости реакции от температуры и энергии активации выражается уравнением Аррениуса  $= C \cdot e^{-E_{\text{акт}}/RT}$ . Это уравнение для температур  $T_1$  и  $T_2$  может быть записано в удобной форме

$$E = 2,3 R (T_1 \cdot T_2) / (T_1 - T_2) \cdot \lg K_{T1} / K_{T2}.$$

Чем выше температура, тем быстрее молекулы достигают активного состояния. Реакции не могут идти самопроизвольно при нормальных условиях, если  $E_{\text{акт}}$  больше 150 кДж, но скорость реакции можно определить и изменять также при низких  $T$ .

Катализатор – вещество, которое ускоряет химическую реакцию, но само не изменяется. Катализатор после разрушения активированного комплекса не входит в состав продуктов реакции, поэтому общее уравнение процесса остается прежним. Катализ – реакция с участием катализатора.

#### Особенности катализатора:

- используются небольшие количества;
- специфичность;
- вне органических реакций катализатор всегда остаётся неизменным, а в биохимических реакциях частично разрушается.

Сущность катализатора: катализатор с веществом образует комплекс или систему, которая обладает меньшей  $E_{\text{акт}}$ , в результате чего и увеличивается число активных молекул. Если реакция  $B + A \rightarrow AB$  протекает с малой скоростью, то можно подобрать вещество  $K$ , которое с одним из реагентов образует активированный комплекс, взаимодействующий в свою очередь с другим реагентом.

По фазовому взаимодействию катализатора и субстрата различают:

- **гомогенный** – идёт во всём объёме системы; теория промежуточных стадий;
- **гетерогенный** – идёт на границе фаз или на активных центрах катализатора; обычно используют твёрдые катализаторы.

*Механизм действия катализатора объясняет:*

*адсорбционная теория:* молекулы сгущаются на поверхности катализатора, и в этом месте создается повышенное давление и под действием теплового движения молекул, молекулы распадаются на активные частицы; обязательно должны присутствовать активные центры катализатора.

*мультиплетная теория:* атомы на поверхности катализатора располагаются в определенном геометрическом соответствии. В центре геометрического соответствия идет повышение температуры, в результате чего молекулы легко распадаются на активные частицы.

Ингибиторы – это вещества, замедляющие скорость реакции, участвуют в отрицательном катализе.

Промоторы – вещества, улучшающие действие катализатора.

По характеру химического взаимодействия различают 2 основные группы катализаторов:

- кислотно-основные;
- окислительно-восстановительные.

*Ферменты* – биологические катализаторы белковой природы, которые присутствуют во всех живых клетках. Для них характерно высокие скорости, высокая специфичность, узкий интервал температурного действия.

В организме для регуляции ферментативных процессов используются *активаторы* и *ингибиторы*. Активаторами ферментов часто бывают катионы металлов:  $Mg^{2+}$ ,  $Mn^{2+}$ ,  $Zn^{2+}$ ,  $Co^{2+}$ ,  $K^{+}$ , а иногда - анион  $Cl^{-}$ , которые, реагируя с ионизированными группами фермента, облегчают образование фермент-субстратного комплекса.

Важную роль в действии фермента играет аллостерическая регуляция его активности. В основе ее лежит взаимодействие фермента с молекулой определенного вещества, в результате изменяется структура фермента, что приводит к увеличению либо снижению каталитической активности фермента. Ингибиторы тормозят действие ферментов, при этом следует различать обратимое и необратимое ингибирование фермента.

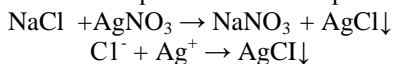
Обратимое ингибирование ферментов наблюдается при взаимодействии с катионами металлов-токсикантов:  $Hg^{2+}$ ,  $Pb^{2+}$ ,  $Cd^{2+}$ ,  $As^{3+}$  или с ингибиторами белковой природы, которые за счет белок-белковых взаимодействий закрывают или инактивируют активный центр ферментов. При обратимом ингибировании ингибитор находится в равновесии с ферментом и его действие можно устранить с помощью антидотов или избытка субстрата. При необратимом торможении ингибитор, обладающий структурным сходством с субстратом, блокирует активный центр фермента, надолго выводя его из строя. К таким веществам относятся многие инсектициды и отравляющие вещества. В организме вместо инактивированных молекул фермента синтезируются новые молекулы. За счет этого организм реализует еще одну возможность регулирования хода ферментативных процессов.

Механизм ферментативных реакций включает, по крайней мере, две стадии, а их скорость при данной температуре и кислотности среды зависит от концентрации и субстрата, и фермента, причем при заданной концентрации фермента скорость реакции достигает соответствующего предельного значения. Кроме того, на скорость ферментативных реакций влияет присутствие активаторов и ингибиторов данного фермента. Кинетические исследования необходимы для понимания процессов, развивающихся во времени и происходящих в различных живых системах, а также в окружающей среде. Эти исследования позволят найти причины и механизмы таких процессов, а в тех случаях, когда они вредны, изыскать методы их предупреждения.

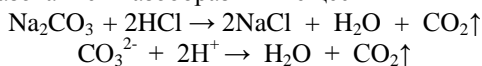
## 5. Химическое равновесие

Реакции, которые протекают только в одном направлении и завершаются полным превращением исходных реагирующих веществ в конечные вещества, называются необратимыми. Среди них выделяют несколько типов:

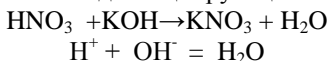
1. Реакции двойного обмена с образованием малорастворимого вещества



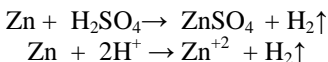
2. Реакции с образованием газообразных веществ



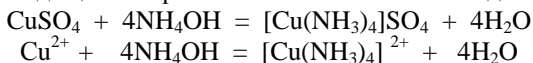
3. Реакции с образованием малодиссоциирующих веществ



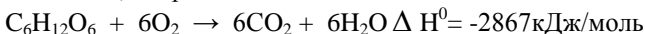
4. Ионные реакции окисления – восстановления



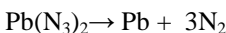
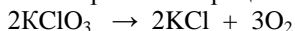
5. Реакции, приводящие к образованию комплексных соединений



6. Реакции, сопровождающиеся выделением большого количества энергии

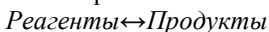


Примеры совершенно необратимых процессов:

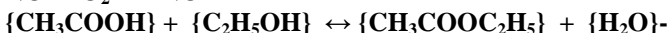
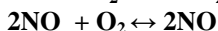
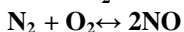
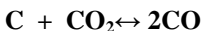
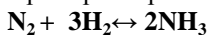


Обратимые реакции не доходят до конца и заканчиваются установлением химического равновесия. Химическое равновесие можно определить как такое состояние системы реагирующих веществ, при котором скорости прямой и обратной реакции равны между собой.

Химические реакции заключаются во взаимодействии реагентов с образованием продуктов реакции. В действительности, химические реакции протекают и в прямом, и в обратном направлениях:



Примеры обратимых реакций:



Все химические реакции, в принципе, обратимы. Это означает, что в реакционной смеси протекает как взаимодействие реагентов, так и взаимодействие продуктов. В этом смысле различие между реагентами и продуктами условное.

Во всех обратимых реакциях скорость прямой реакции уменьшается, скорость обратной реакции возрастает до тех пор, пока обе скорости не станут равными и не установится состояние равновесия (рис. 6.2).

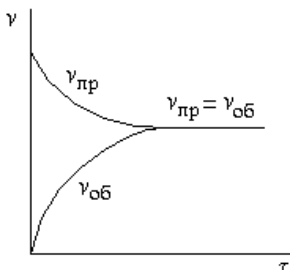


Рис. 6.2. Зависимость скоростей прямой и обратной реакций от времени.

Для реакции в общем виде  $m\text{A} + n\text{B} \leftrightarrow p\text{C} + g\text{D}$  скорости прямой и обратной реакций описываются следующими кинетическими уравнениями

$$v_1 = k_1 \cdot [\text{A}]^m \cdot [\text{B}]^n$$

$$v_2 = k_2 \cdot [\text{C}]^p \cdot [\text{D}]^g$$

Концентрации реагирующих веществ, которые устанавливаются при химическом равновесии, называются *равновесными*, обозначаются при помощи квадратных скобок, в отличие от неравновесных. В состоянии динамического равновесия  $v_1 = v_2$  — кинетическая концепция равновесия. С течением времени  $v_1$  уменьшается, а  $v_2$  — увеличивается. В некоторый момент они становятся равными.

$$k_1 \cdot [\text{A}]^m \cdot [\text{B}]^n = k_2 \cdot [\text{C}]^p \cdot [\text{D}]^g$$

разделив обе части уравнения на  $k_2$ , получим

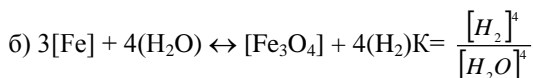
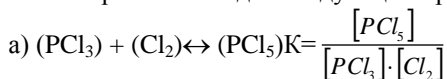
$$K_c = k_1/k_2 = [C]^p \cdot [D]^q / [A]^m \cdot [B]^n$$

Этим выражением определяется классическая константа равновесия  $K_c$  обратимого процесса, она равна отношению констант прямой и обратной реакций  $K_c = k_1/k_2$

Константа  $K_c$ , отражающая соотношение концентраций компонентов обратимой реакции в состоянии динамического равновесия называется **константой равновесия**.

$$K_c = [C]^p \cdot [D]^q / [A]^m \cdot [B]^n -$$

Для любой обратимой реакции можно записать кинетическое уравнение по закону действующих масс. Согласно закону действующих масс состояние равновесия, количественно характеризуется константой равновесия  $K_{\text{равн}}$ . Константы равновесия для следующих процессов:



Константа химического равновесия зависит от природы веществ и агрегатного состояния, но не зависит от концентрации, давления и катализатора (связана с энергией Гиббса  $G = - 2,303R \cdot T \cdot \lg K_{\text{равн}}$ ).

Направление смещения химического равновесия при изменениях концентрации реагирующих веществ, температуры и давления (в случае газовых реакций) определяется общим положением, известным под названием принципа Ле-Шателье: если на систему, находящуюся в химическом равновесии, производить какое-либо внешнее воздействие (изменяется концентрация, температура, давление, рН), то равновесие смещается в сторону уменьшения данного воздействия (противоположную).

#### Особенности химического равновесия:

- динамический характер;
- постоянство во времени;
- подвижность;
- равновесие может устанавливаться как за счёт продуктов реакции, так и за счёт исходных веществ.

$K_c$  показывает во сколько раз скорость прямой реакции больше скорости обратной, если концентрации каждого из реагирующих веществ равны 1 моль/л. В этом физический смысл константы равновесия.

Значение константы равновесия характеризуют направленность процесса.

$K > 1$  – в большей степени идёт прямая реакция;

$K < 1$  – в большей степени идёт обратная реакция;

$K = 1$  – система в равновесии.

Химическое равновесие не устойчиво и легко нарушается. Смещение идёт по принципу Ле-Шателье: если на систему, находящуюся в химическом равновесии, производить какое-либо внешнее воздействие (изменяется концентрация, температура, давление, реакция среды), то равновесие смещается в сторону уменьшения данного воздействия.

Факторы, влияющие на смещение:

- *концентрация реагирующих веществ*: с повышением концентраций реагирующих веществ – равновесие смещается вправо;
- *давление*: если реакции идёт без изменения объёма в газообразной системе, то изменение давления не влияет на смещение равновесия; если реакция идёт с уменьшением объёма в газообразной системе, то повышение давления смещает равновесие вправо;
- *температура*: с повышением температуры в экзотермических реакциях равновесие смещается влево, а с понижением – вправо;
- *катализатор*; не влияет на смещение равновесия, т.к. ускоряет как прямую, так и обратную реакцию. Сокращает время наступления состояния равновесия (рис. 6.2.).

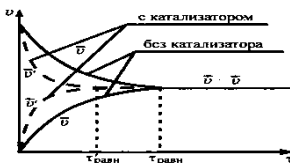


Рис. 6. 2. Влияние катализатора на химическое равновесие.

При биохимических процессах в клетке одновременно протекает множество химических реакций, причем находящиеся в системе вещества являются реагентами или продуктами не одной, а нескольких реакций. В этих случаях говорят о сопряженных реакциях.

Применительно к биосистемам принцип Ле Шателье гласит, что в биосистеме на каждое действие формируется такое же по силе и характеру противодействие, которое уравнивает биологические регуляторные процессы и реакции и формирует сопряженный уровень их неравновесности.

При патологических процессах существующая замкнутость системы нарушается. В зависимости от уровня неравновесности изменяется качество межсистемных и межорганных отношений, они приобретают все более нелинейный характер. Структуру и специфику этих взаимоотношений подтверждает анализ зависимости между показателями системы перекисного окисления липидов и уровнем антиоксидантов, между гармоническими показателями в условиях адаптации и патологии. Данные системы участвуют в поддержании антиокислительного гомеостаза.

## ЛИТЕРАТУРА

### Основная

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов/ Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2006. – 743. .
2. Барковский, Е. В. Аналитическая химия: Учеб.пособие/ Е. В. Барковский. – Мн.: Высш. шк., 2004. – 351 с.
3. Барковский, Е. В. Введение в химию биогенных элементов и химический анализ: Учеб.пос./ Е. В. Барковский, С. В. Ткачев и др. – М.: Высш. шк., 1997. –126 с.
4. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб. пособие/ З. Е. Гольбрайх.– М.:ООО«Издательство Астрель»,2004.–383с
5. Ким, А.М. Органическая химия: Учеб.пособие/ А. М. Ким. – 3-е изд., испр. и доп. – Новосибирск: Сиб. унив. изд-во, 2002. – 971 с.
6. Князев Д. А. Неорганическая химия: Учебник для вузов/ Д. А. Князев, С. Н. Смартыгин. – М.: Высш. шк., 1990. – 430 с.
7. Руководство к изучению курса “Общая и неорганическая химия”: Пособие для студентов нехимических специальностей / И. Е. Шиманович [и др.]; под ред. И.Е. Шимановича. – 3-е изд. – Минск: РИВШ, 2008. – 112 с.
8. Угай Я. А. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов/ Я. А. Угай. 4-е изд. – М.: Высш. шк., 2004. – 440 с.
9. ХИМИЯ. Неорганическая химия:Учебно-методический комплекс: О. В. Поддубная, И.В. Ковалева. – Горки: БГСХА, 2010. – 169 с.
10. Цитович, Н. К. Курс аналитической химии: Учебник для вузов/ Н. К. Цитович. – М.: Высш. шк., 1987. – 403 с.
11. Цыганов, А. Р. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб.пособие / А. Р. Цыганов, О. В. Поддубная. – Минск: ИВЦ Минфина, 2013. – 236 с.

### Дополнительная:

1. Алешин, В.А. Практикум по неорганической химии/ В.А. Алешин[ и др.] –М.: Издат. Центр”академия”, 2004. – 384 с.
2. Волков А.И.Метод молекулярных орбиталей: Учеб.пособие / А.И. Волков. – Минск : Новое знание, 2006. – 133 с.
3. Введение в лабораторный практикум по неорганической химии: Учеб.пособие / В.В. Свиридов, Г.А.Попкович и др. – Мн : Высш. шк., 2003. – 96 с.
4. Дорохова, Е. Н. Аналитическая химия. Физико-химические методы анализа: Учебник для почвенно-агрохимических специальностей / Е. Н. Дорохова, Г. В. Прохорова. – М.: Высш. шк., 1991. – 354 с.
5. Жарский, И. М.Теоретические основы химии: сборник задач: Учеб.пособие. – Минск.: Аверсев, 2004. – 397 с.
6. Зайцев, О. С. Исследовательский практикум по общей химии: Учеб.пособие. / О. С. Зайцев. – М.: Изд-во МГУ, 1994. – 480 с.
7. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: Учебник для вузов/ Ю.А. Ершов, В.А. Попков и др. 6-е изд.,стер. М.: Высш. шк., 2007. – 560с.
8. Практикум по общей и биоорганической химии: Учеб.пособие для студ. высш. учеб. заведений / под ред. В. А. Попкова. – 3-е изд. – М.: Изд. центр «Академия», 2008. – 240 с.
9. Слесарев, В. И. Химия: основы химии живого: Учебник для вузов / В. И. Слесарев. – СПб: Химиздат, 2001. – 784 с.
10. Степин, Б. Д. Неорганическая химия: Учебник для вузов/ Б. Д. Степин, А.А. Цветков. – М.: Высш. шк., 1994. – 608 с.

Составители  
**Поддубная** Ольга Владимировна  
**Ковалева** Ирина Владимировна  
**Мохова** Елена Владимировна