

Министерство здравоохранения Республики Беларусь  
Учреждение образования  
«Гомельский государственный медицинский университет»

Кафедра общей и биорганической химии

Авторы:

А.К. Довнар, старший преподаватель кафедры;  
Ж.Н. Громько, старший преподаватель кафедры;  
М.В. Одинцова, старший преподаватель кафедры.

**МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ**  
для проведения лабораторного занятия  
по учебной дисциплине «Медицинская химия»  
**для студентов**  
I курса лечебного факультета,  
обучающихся по специальности 7-07-0911-01 «Лечебное дело»

**Тема 12: Химическая кинетика и катализ**

Время: 2 часа

Утверждено на заседании кафедры  
общей и биорганической химии  
(протокол от 31.08.2024 № 9)

2024

## УЧЕБНАЯ И ВОСПИТАТЕЛЬНАЯ ЦЕЛЬ, ЗАДАЧИ, МОТИВАЦИЯ ДЛЯ УСВОЕНИЯ ТЕМЫ

### **Учебная цель:**

– формирование у студентов базовой профессиональной компетенции для решения диагностических, научно-исследовательских и иных задач профессиональной деятельности на основе знаний о химической кинетике и катализе;

– ознакомление с влиянием различных факторов на скорость химических реакций.

### **Воспитательная цель:**

– развить свой целостно-личностный, духовный потенциал;

– сформировать качества патриота и гражданина, готового к активному участию в экономической, производственной, социально-культурной и общественной жизни страны;

– научиться соблюдать учебную и трудовую дисциплину, нормы медицинской этики и деонтологии;

– осознать социальную значимость своей будущей профессиональной деятельности.

### **Задачи:**

В результате проведения учебного занятия студент должен

#### **знать:**

– основные понятия химической кинетики: скорость и механизм химической реакции, порядок и молекулярность;

– влияние различных факторов на скорость химической реакции;

– кинетические уравнения простых и сложных реакций;

– влияние температуры на скорость химических реакций;

– понятие о катализе и катализаторах;

– кинетическое описание ферментативных реакций;

#### **уметь:**

– составлять кинетические уравнения простых реакций;

– рассчитывать время полураспада радионуклидов;

– рассчитывать константы скорости химических реакций нулевого, первого и второго порядков;

– рассчитывать изменение скорости химических реакций при изменении температуры;

– производить расчеты, используя уравнение ферментативной кинетики Михаэлиса-Ментен;

#### **владеть:**

– навыками экспериментального определения скорости химических реакций.

### **Мотивация для усвоения темы:**

Химическая кинетика – раздел физической химии, изучающий скорость и механизм протекания химических реакций. Законы химической кинетики находят широкое применение при изучении биохимических реакций, протекающих в организме человека.

Один из разделов фармакологии, называемый фармакокинетикой, изучает скорость всасывания и скорость выведения лекарственных препаратов из организма

человека. Полученная информация позволяет оптимизировать процесс лечения путем повышения эффективности использования медикаментозных средств. Фармакокинетика имеет большое значение для медицинской науки и клинической практики.

### МАТЕРИАЛЬНОЕ ОСНАЩЕНИЕ

1. Методические рекомендации для студентов по теме «Химическая кинетика и катализ».
2. Учебные таблицы:
  - а) периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева;
  - б) таблица растворимости кислот, оснований и солей.
3. Справочные материалы по основным физико-химическим величинам.
4. Химические реактивы и оборудование, необходимые для проведения лабораторной работы.

### КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ ПО ТЕМЕ ЗАНЯТИЯ

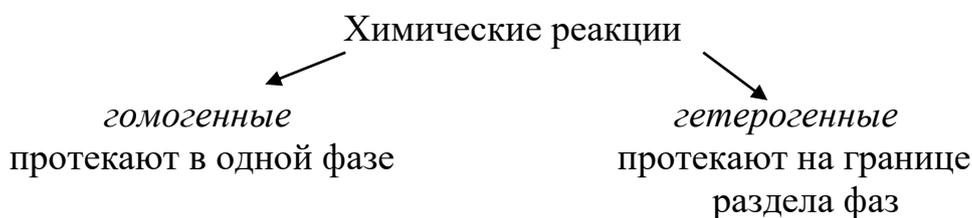
1. Понятие о скорости и механизме химических реакций. Факторы, влияющие на скорость химических реакций.
2. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции. Закон действующих масс.
3. Кинетическое описание простых и сложных реакций.
4. Зависимость скорости реакции от температуры. Уравнения Вант-Гоффа и Аррениуса. Теория активного комплекса.
5. Катализ и катализаторы. Кинетика ферментативных реакций.

### ХОД ЗАНЯТИЯ

#### Теоретическая часть

#### 1. ПОНЯТИЕ О СКОРОСТИ И МЕХАНИЗМЕ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ФАКТОРЫ, ВЛИЯЮЩИЕ НА СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

**Кинетика** – раздел физической химии, изучающий скорость и механизм химических реакций. Если химическая термодинамика решает вопрос о возможности или невозможности протекания процессов, то химическая кинетика решает вопрос, в каком направлении и с какой скоростью пойдет данный возможный процесс.



**Скорость гомогенной реакции** ( $v_{гом}$ , моль/л·с) равна изменению концентрации вещества в единицу времени:

$$v_{гом} = \pm \frac{[A] - [A]_0}{\tau},$$

где  $[A_0]$  и  $[A]$  – концентрации вещества в начальной и конечный момент времени, моль/л;

$\tau$  – время протекания реакции, с., мин.;

(+) – вещество образуется;

(-) – вещество расходуется.

**Скорость гетерогенной реакции** ( $v_{гет}$ , моль/м<sup>2</sup>·с) равна изменению количества вещества в единицу времени на единице площади поверхности фаз:

$$v_{гет} = \pm \frac{n - n_0}{S \cdot \tau},$$

где  $n_0$  и  $n$  – количества вещества в начальный и конечный момент времени, моль;  
 $S$  – площадь поверхности раздела фаз, м<sup>2</sup>.

**На скорость химических реакций влияет:**

а) природа реагирующих веществ;

б) их агрегатное состояние;

в) природа растворителя (если реакция протекает в растворе);

г) площадь поверхности реагирующих веществ (для гетерогенных реакций);

д) концентрации реагирующих веществ;

е) давление (для газофазных реакций);

ж) температура;

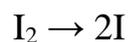
з) катализатор.

**Механизм химической реакции** – число и последовательность элементарных стадий реакции при превращении исходных реагентов в продукты.

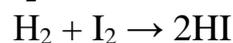
*Элементарная стадия* – столкновение частиц реагентов, приводящее к образованию частиц продуктов.

В зависимости от числа частиц, участвующих в элементарном превращении (*молекулярности*), различают:

▪ мономолекулярные превращения:



▪ бимолекулярные превращения:



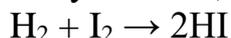
▪ тримолекулярные превращения:



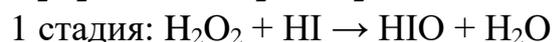
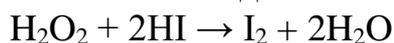
Молекулярность не может быть больше трех, т.к. вероятность одновременного столкновения четырех и более частиц ничтожно мала.

В зависимости от механизма химические реакции подразделяют на:

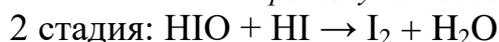
▪ *простые* – протекают в одну стадию, многократно повторяющуюся:



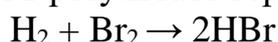
▪ *сложные* – протекают в несколько стадий:



*промежуточное соединение*



Большинство химических и практически все биохимические реакции являются сложными. Радикальные (цепные) реакции протекают с участием радикалов. Радикал – атом или группа атомов, имеющие неспаренный электрон. Радикалы образуются в результате термоллиза, фотолиза, ОВР.



*Механизм:*

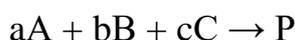
- 1) стадия инициирования (мономолекулярная):  $\text{Br}\cdot\text{Br} \rightarrow 2\text{Br}\cdot$
- 2) рост цепи (бимолекулярные стадии):  
 $\text{Br}\cdot + \text{H}_2 \rightarrow \text{HBr} + \text{H}\cdot$   
 $\text{H}\cdot + \text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr} + \text{Br}\cdot$
- 3) обрыв цепи (бимолекулярные стадии):  
 $2\text{Br}\cdot \rightarrow \text{Br}_2$   
 $2\text{H}\cdot \rightarrow \text{H}_2$   
 $\text{H}\cdot + \text{Br}\cdot \rightarrow \text{HBr}$

Радикальные реакции протекают *in vivo* под действием радикалов:  $\text{OH}\cdot$ ,  $\text{HOO}\cdot$ ,  $\text{ROO}\cdot$ ,  $\text{O}_2\cdot$  и др. В настоящее время считают: накопление радикалов во внутриклеточных жидкостях – одна из причин старения. Пример радикальной реакции *in vivo* – реакция пероксидного окисления липидов. Увеличение скорости этой реакции (под воздействием УФ света, ионизирующего излучения) приводит к разрушению клеточных мембран, нарушению обмена веществ в клетке, снижению клеточного иммунитета. Снижение скорости пероксидного окисления обеспечивают антиоксиданты: витамины А, Е, С, соединения селена.

## 2. ВЛИЯНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ РЕАГИРУЮЩИХ ВЕЩЕСТВ НА СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ. ЗАКОН ДЕЙСТВУЮЩИХ МАСС

Связь между скоростью химической реакции и концентрацией реагирующих веществ описывается **законом действующих масс (ЗДМ)**, впервые сформулированным Гульдбергом и Вааге (1867 г.): **скорость химических реакций прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в некоторые степени.**

Таким образом, чем больше концентрация, тем, как правило, выше скорость реакции. Математическое выражение для скорости условной реакции:



имеет вид:

$$v = k \cdot [A]^x \cdot [B]^y \cdot [C]^z$$

$k$  – константа скорости реакции, численно равная скорости реакции при концентрации реагентов 1 моль/л; зависит от природы веществ и от температуры и не зависит от концентрации реагентов;

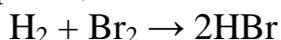
$[A]$ ,  $[B]$ ,  $[C]$  – концентрации реагирующих веществ, моль/л;

$x$ ,  $y$  и  $z$  – порядки реакции по веществам А, В, С;

общий порядок реакции ( $n$ ):  $n = x + y + z$

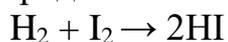
*Порядок реакции* определяется экспериментально; является величиной формальной и может принимать любые значения: положительные, отрицательные, целые, дробные, а также 0.

Например, для радикальной реакции:



кинетическое уравнение:  $v = k \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{Br}_2]^{1/2}$ ;  $n = 3/2$

Только для простых реакций порядок и молекулярность совпадают, например:



кинетическое уравнение:  $v = k \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]$ ;  $n = 2$

Математическое выражение ЗДМ называется *кинетическим уравнением*. Кинетическое уравнение описывает влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химических реакций.

### 3. КИНЕТИЧЕСКОЕ ОПИСАНИЕ ПРОСТЫХ И СЛОЖНЫХ РЕАКЦИЙ

*Простые реакции* протекают в одну стадию так, как записаны их стехиометрические уравнения. В простых реакциях не наблюдается образование промежуточных продуктов. Кинетическое уравнение простых реакций содержит одну константу скорости.

Кинетическое описание простых реакций:

Порядок реакции	$n = 0$	$n = 1$	$n = 2$
Примеры	фотохимические, каталитические и ферментативные реакции (при высокой концентрации субстрата); гетерогенные реакции; разложение некоторых соединений на твердой поверхности	каталитические и ферментативные реакции (при низкой концентрации субстрата); радиоактивный распад; выведение лекарственных препаратов из организма человека	а) $2 \text{NOCl} \rightarrow 2 \text{NO} + \text{Cl}_2$ б) $4 \text{HBr} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{Br}_2$
Условное уравнение	$\text{A} \rightarrow \text{P}$	$\text{A} \rightarrow \text{P}$	$2\text{A} \rightarrow \text{P}$ или $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{P}$
ЗДМ	$v = k \times [\text{A}]^0 = k$	$v = k \times [\text{A}]^1 = k \times [\text{A}]$	$v = k \times [\text{A}]^2$ или $v = k \times [\text{A}] \times [\text{B}]$
Константа скорости	$k = \frac{[\text{A}]_0 - [\text{A}]}{\tau}$ , МОЛЬ $\times$ Л $^{-1}$ $\times$ С $^{-1}$	$k = \frac{1}{\tau} \times \ln \frac{[\text{A}]_0}{[\text{A}]}$ , с $^{-1}$	$k = \frac{1}{\tau} \times \frac{[\text{A}]_0 - [\text{A}]}{[\text{A}]_0 \times [\text{A}]}$ , Л $\times$ МОЛЬ $^{-1}$ $\times$ С $^{-1}$
Время полуреакции	$\tau_{1/2} = [\text{A}]_0 / 2k$	$\tau_{1/2} = \frac{\ln 2}{k} = \frac{0.693}{k}$	$\tau_{1/2} = \frac{1}{k \times [\text{A}]_0}$ или $\tau_{1/2} = \frac{1}{k \times [\text{B}]_0}$

*Время полуреакции* ( $\tau_{1/2}$ ) – время, необходимое для уменьшения концентрации исходного вещества в два раза.

*Сложные реакции* состоят из совокупности простых реакций. К сложным реакциям относятся обратимые, параллельные, последовательные, сопряженные, цепные и др. Кинетическое уравнение сложной реакции содержит, как правило, несколько констант скоростей.

Кинетическое описание некоторых сложных реакций:

Тип реакции	Обратимые	Параллельные	Последовательные
Условное уравнение	$\text{A} \xrightleftharpoons[k_2]{k_1} \text{B}$	$\text{A} \begin{cases} \xrightarrow{k_1} \text{B} \\ \xrightarrow{k_2} \text{C} \end{cases}$	$\text{A} \xrightarrow{k_1} \text{B} \xrightarrow{k_2} \text{C}$
ЗДМ	$v = k_1 \times [\text{A}] - k_2 \times [\text{B}]$	$v = k_1 \times ([\text{A}]_0 - [\text{B}]) + k_2 \times ([\text{A}]_0 - [\text{C}])$	Скорость реакции равна скорости ее лимитирующей стадии: $v = k_2 \times [\text{B}]$

*Сопряженными реакциями* называют сложные реакции, в которых одна реакция протекает только в присутствии другой. Сопряжённые реакции возможны в биохимии. Они протекают в клетках, причём энергию, необходимую для течения второй реакции с  $\Delta G_2 > 0$ , поставляет первая реакция, для которой  $\Delta G_1 < 0$  т.е. для того чтобы в живых системах протекали эндэргонические реакции ( $\Delta G > 0$ ), необходимо, чтобы они были сопряжены с экзэргоническими реакциями.

#### 4. ЗАВИСИМОСТЬ СКОРОСТИ РЕАКЦИИ ОТ ТЕМПЕРАТУРЫ. УРАВНЕНИЯ ВАНТ-ГОФФА И АРРЕНИУСА. ТЕОРИЯ АКТИВНОГО КОМПЛЕКСА

Зависимость скорости реакции от температуры для большинства химических реакций выражается **правилом Вант-Гоффа**: *при повышении температуры на каждые 10 °C скорость реакции возрастает в 2-4 раза.*

Математическое выражение правила Вант-Гоффа:

$$v_{T_2} = v_{T_1} \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

где  $T_1$  и  $T_2$  – начальная и конечная температура;  
 $\gamma$  – температурный коэффициент реакции  $2 < \gamma < 4$ .

Более точно зависимость скорости от температуры описывается **уравнением Аррениуса**:

$$v = v_0 e^{-E_{ак} / RT}$$

$$k = k_0 e^{-E_{ак} / RT}$$

где  $v_0$  и  $k_0$  – коэффициенты пропорциональности, называемые предэкспоненциальными множителями;

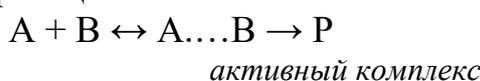
$E_{ак}$  – энергия активации, кДж/моль.

С точки зрения теории активного (активированного) комплекса, **энергия активации** (энергетический барьер химической реакции) – энергия образования активного комплекса из реагирующих веществ.

Активный комплекс (активированный комплекс) – промежуточная частица, в которой старые связи еще не полностью разорвались, а новые – не полностью образовались.



Для условной химической реакции:



энергетическая диаграмма

а) экзотермической реакции:



б) эндотермической реакции:



Энергия активации ( $E_{ак}$ ) зависит от природы реагирующих веществ и не зависит от температуры. С повышением температуры в реакционной смеси возрастает доля активных молекул, способных преодолеть энергетический барьер химической реакции, что приводит к увеличению ее скорости.

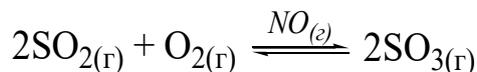
## 5. КАТАЛИЗ И КАТАЛИЗАТОРЫ. КИНЕТИКА ФЕРМЕНТАТИВНЫХ РЕАКЦИЙ

**Катализ** – явление изменения скорости реакции под влиянием веществ, называемых катализаторами.

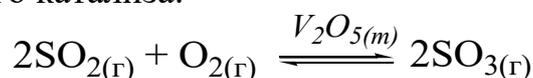
Различают катализ:

- *гомогенный* – катализатор находится в одной фазе с реагентами;
- *гетерогенный* – катализатор и реагенты находятся в разных фазах.

Пример гомогенного катализа:



Пример гетерогенного катализа:



**Катализаторы** – вещества, изменяющие скорость химической реакции, но не изменяющиеся в ходе процесса ни качественно, ни количественно.

Катализаторы бывают:

- а) *положительные* – увеличивают скорость реакции, т. к. под их воздействием в реакционной смеси при данной температуре возрастает доля активных молекул;
- б) *отрицательные* – уменьшают скорость реакции, т. к. под их воздействием в реакционной смеси при данной температуре снижается доля активных молекул.

Вещества, усиливающие действие катализаторов – *промоторы*, а ослабляющие – *каталитические яды*.

*Ингибиторы* – вещества, уменьшающие скорость реакции, но расходующиеся при этом сами.

С точки зрения теории активного комплекса механизм действия катализаторов в том, что они изменяют высоту энергетического барьера химической реакции.



Положительный катализатор снижает энергетический барьер реакции:



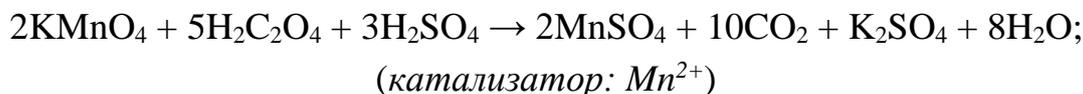
Под воздействием положительного катализатора в реакционной смеси возрастает доля активных молекул при данной температуре; скорость реакции увеличивается.

Отрицательный катализатор повышает энергетический барьер реакции:



Под воздействием отрицательного катализатора в реакционной смеси снижается доля активных молекул при данной температуре; скорость реакции уменьшается.

Частным случаем катализа является **автокатализ**: катализатором служит один из продуктов реакции. Пример автокаталитической реакции:



Некоторые реакции могут катализироваться кислотами и основаниями. В ходе катализа возникают промежуточные соединения с повышенной активностью (карбокатионы, карбанионы). При этом  $E_{\text{ак}}$  снижается, и реакция ускоряется. К гомогенным каталитическим реакциям, протекающим в растворе, ускоряемых  $\text{H}^+$  или  $\text{OH}^-$ , относятся реакции этерификации, инверсии сахара, омыления сложных эфиров.

Химические процессы в живых организмах осуществляются при помощи биологических катализаторов — ферментов. **Ферменты (энзимы)** — вещества преимущественно белковой природы, многие содержат катионы металлов.

Известно около 2000 различных ферментов, ~150 из них выделены, причем некоторые используются в качестве лекарственных препаратов:

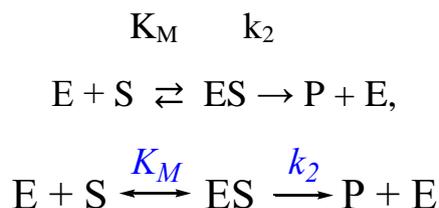
- трипсин и химотрипсин — лечение бронхитов и пневмонии;
- пепсин — лечение гастрита;
- плазмин — лечение инфаркта;
- панкреатин — лечение поджелудочной железы.

#### Особенности действия ферментов:

- а) более высокая каталитическая активность (ферменты резко снижают  $E_{\text{ак}}$  биохимических реакций);
- б) высокая специфичность, т.е. избирательность действия.

Например, амилаза, которая содержится в слюне, легко и быстро расщепляет крахмал, но не расщепляет сахарозу. Фермент уреазы расщепляет только мочевины.

Механизм ферментативной реакции можно представить схемой:



где E – фермент;

S – субстрат;

P – продукт;

ES – фермент-субстратный комплекс;

$K_M$  – константа Михаэлиса, величина, обратная константе равновесия, характеризует устойчивость фермент-субстратного комплекса: чем меньше  $K_M$ , тем устойчивее комплекс.

Кинетическое уравнение ферментативной реакции:

$$v = k_2 [ES],$$

где  $k_2$  – константа скорости, называемая числом оборотов или *молекулярной активностью фермента*.  $k_2$  равна числу молекул субстрата, превращающихся в продукт под воздействием одной молекулы фермента за 1 минуту при 25 °С;  $1 \times 10^4 < k_2 < 6 \times 10^6 \text{ мин}^{-1}$ .

Для уреазы, ускоряющей гидролиз мочевины:  $k_2 = 1,85 \cdot 10^6 \text{ мин}^{-1}$ ;

для аденозинтрифосфатазы, ускоряющей гидролиз АТФ:  $k_2 = 6,24 \cdot 10^6 \text{ мин}^{-1}$ ;

для каталазы, ускоряющей разложение  $H_2O_2$ :  $k_2 = 5 \cdot 10^6 \text{ мин}^{-1}$ .

Существенным недостатком уравнения выше приведенного кинетического уравнения является невозможность экспериментального определения [ES]. Выразив [ES] через другие величины, получаем уравнение ферментативных реакций, называемое **уравнением Михаэлиса-Ментен**:

$$v = k_2 \frac{[E]_{\text{общ}} [S]}{K_M + [S]}$$

Произведение  $k_2 \cdot [E]_{\text{общ}}$  является величиной постоянной, которую обозначают  $v_{\text{max}}$  (максимальная скорость):

$$v = \frac{v_{\text{max}} [S]}{K_M + [S]}$$

При низкой концентрации субстрата  $K_M \gg [S]$ ,  $v = \frac{v_{\text{max}}}{K_M} [S]$

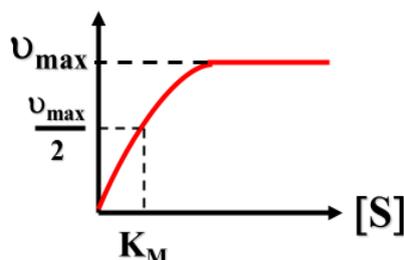
При высокой концентрации субстрата  $K_M \ll [S]$ ,  $v = v_{\text{max}}$

Если  $[S] = K_M$ , то  $v = \frac{v_{\text{max}}}{2}$

Кинетическая кривая ферментативной реакции:



Графическое определение константы Михаэлиса ( $K_M$ ):



На активность ферментов оказывают влияние:

- температура;
- кислотность среды;

Для каждого фермента существует оптимальный интервал pH среды для проявления максимальной активности. Например,

оптимальные значения pH для пепсина – 1,5-2,5;

трипсина – 8,0-8,5;

амилазы слюны – 7,2; аргиназы – 9,7;

кислой фосфатазы – 4,5-5,0; сукцинатдегидрогеназы – 9,0.

в) наличие ингибиторов – веществ, занимающих часть активных центров молекул фермента, в результате чего скорость ферментативной реакции уменьшается (катионы тяжелых металлов, органические кислоты и другие соединения).

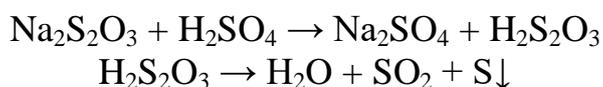
### Практическая часть

Инструктаж по правилам техники безопасности перед проведением лабораторной работы.

### Лабораторная работа

*Изучение зависимости скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ*

*Выполнение опыта:* опыт сводится к измерению времени образования заметного на глаз количества серы (появление помутнения раствора) в результате реакции:



В 10 градуированных пробирок налейте растворы натрия тиосульфата, серной кислоты и воды в количествах, указанных в таблице 1.

Таблица 1 – Зависимость скорости реакции от концентрации реагента

№ пробирки	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
<i>Исходные растворы:</i>										
Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , 1 М раствор, мл	1		2		3		4		5	
Вода, мл	4		3		2		1		0	
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , 1 М раствор, мл		5		5		5		5		5
Концентрация Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> до начала реакции, моль/л	0,1		0,2		0,3		0,4		0,5	
Время появления мутного раствора, с.										

Условная скорость реакции: 
$$v = \frac{1}{\tau}$$

Сливая попарно растворы из пробирок 1 и 2; 3 и 4; 5 и 6; 7 и 8; 9 и 10, отметьте время появления помутнения в них (с.). По формуле вычислите условную скорость реакции и постройте график зависимости скорости реакции от концентрации (на оси ординат – шкала скорости, на оси абсцисс – значение концентраций).

**ФОРМА ОТЧЕТА:**

1. Приведите уравнения проведенных реакций.
2. Заполните таблицу 1.
3. Постройте график зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ по данным таблицы 1.

### **Контроль усвоения темы**

Проводится в форме устного опроса студентов.

### **МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ОРГАНИЗАЦИИ И ВЫПОЛНЕНИЮ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ СТУДЕНТА (СРС)**

**Время, отведенное на самостоятельную работу, может использоваться студентами на:**

- подготовку к лабораторным занятиям;
- конспектирование учебной литературы;
- выполнение заданий для самоконтроля знаний;
- подготовку тематических докладов, рефератов, презентаций.

### **Основные методы организации самостоятельной работы:**

- изучение тем и проблем, не освещаемых на учебных занятиях;
- написание реферата и оформление презентации;
- выполнение заданий для самоконтроля знаний.

### **Перечень заданий СРС:**

1. В системе  $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$  концентрацию CO увеличили от 0,03 до 0,12 моль/л, а концентрацию хлора – от 0,02 до 0,06 моль/л. Во сколько раз возросла скорость прямой реакции?

*Ответ:* в 12 раз

2. Как изменится скорость прямой химической реакции:



а) при увеличении давления в 2 раза

б) при уменьшении объема в 3 раза

*Ответ:* а) увеличится в 8 раз; б) увеличится в 27 раз

3. Константа скорости реакции первого порядка равна  $2,5 \cdot 10^{-5} \text{с}^{-1}$ . Какое количество вещества останется не прореагировавшим через 10 ч после начала реакции? Начальная концентрация вещества равна 1 моль/л.

*Ответ:* 0,407 моль/л

4. Температурный коэффициент реакции равен 2. Как изменится скорость химической реакции

а) при повышении температуры от 0 °С до 40 °С

б) при понижении температуры от 5 °С до –15 °С

*Ответ:* а) увеличится в 16 раз; б) уменьшится в 4 раза

**Контроль СРС осуществляется в виде:**

- оценки устного ответа на вопрос, сообщения, доклада или презентации;
- индивидуальной беседы.

### **СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННЫХ ИСТОЧНИКОВ**

1. Ершов, Ю.А. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. В 2 кн. Книга 2: учебник для вузов /Ю.А. Ершов, В.А. Попков, А.С. Берлянд; под ред. Ю.А. Ершова. – М.: Юрайт, 2018. – Серия: Бакалавр. Академический курс. – С. 193-225.

2. Калибабчук, В.А. Медицинская химия: учебник / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – 3-е изд., испр. – К.: ВСИ «Медицина», 2017. – С. 82-98.

3. Пузаков, С.А. Сборник задач и упражнений по общей химии: учеб. пособие для академического бакалавриата / С.А. Пузаков, В.А. Попков, А.А. Филиппова. – 5-е изд., перераб. и доп. – М.: Юрайт, 2018. – Серия: Бакалавр. Академический курс. – С. 44-66.