

Документ подписан простой электронной подписью  
Информация о владельце:  
ФИО: Локтионова Оксана Геннадьевна  
Должность: проректор по учебной работе  
Дата подписания: 08.08.2016 09:08:36  
Уникальный программный ключ:  
0b817ca911e6668abb13a5d426d79e5f1c11eabbf73e943df4a4851fda56d089

## МИНИОБРАЗОВАНИЯ РОССИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего профессионального образования «Юго-Западный государственный университет» (ЮЗГУ)

Кафедра химии

УТВЕРЖДАЮ

Первый проректор-

проректор по учебной работе

Е.А. Кудряшов

2013 г.



Методические указания к лабораторной и самостоятельной работе по дисциплинам "Химия" и "Общая и неорганическая химия" для студентов химического и нехимического профиля

Курск 2013

УДК 543

Составитель: В.С.Аксенов, О.В.Бурыкина, В.С.Мальцева,  
Е.А.Фатьянова, И.В.Савенкова, Н.В. Кувардин

Рецензент

Доктор химических наук, профессор *Ф.Ф. Ниязи*

**Скорость химических реакций:** методические указания к лабораторной работе по дисциплинам "Химия" и "Общая и неорганическая химия" / Юго-Зап. гос. ун-т; сост. В.С.Аксенов, О.В. Бурыкина, В.С.Мальцева, Е.А.Фатьянова, И.В.Савенкова, Н.В. Кувардин. Курск, 2012. 23 с.: ил. 2, табл. 2. Библиогр.:с.23

Излагаются методические материалы по изучению темы "Скорость химических реакций", расчету скоростей в химических реакциях и выполнению лабораторной работы.

Предназначены для студентов всех специальностей, изучающих дисциплины «Химия» и «Общая и неорганическая химия»

Текст печатается в авторской редакции

Подписано в печать *11.03.13* Формат 60x84 1/16.  
Усл.печ.л. 1,3 . Уч.-изд.л. 1,2 Тираж 50 экз. Заказ. Бесплатно  
Юго-Западный государственный университет  
305040 Курск, ул. 50 лет Октября, 94.

**СОДЕРЖАНИЕ**

Введение	
4	
Контрольные вопросы	5
1. Скорость химических реакций	6
2. Зависимость скорости реакции от концентрации реагентов	7
3. Скорость гетерогенных химических реакций	8
4. Зависимость скорости реакций от давления в системе	10
5. Зависимость константы скорости реакции от температуры	11
Лабораторная работа	12
Индивидуальные задания	16
Библиографический список	23

## **ВВЕДЕНИЕ**

Методические указания предназначены для студентов 1 курса, изучающих дисциплины «Химия» и «Общая и неорганическая химия»

Цель методических указаний - ознакомить студентов с основными понятиями химической кинетики. Показаны основные величины, с помощью которых можно управлять скоростью химического процесса. Методические указания помогут студентам проводить расчеты, связанные с кинетическими характеристиками химического процесса.

Материал обучающей программы разбит на 5 разделов, приведен разбор типовых примеров, описание лабораторной работы, варианты индивидуальных заданий.

Данные методические указания могут быть использованы в лабораторном практикуме, индивидуальной, аудиторной самостоятельной работе студентов, а так же в качестве пособия для внеаудиторной подготовки.

### Контрольные вопросы по теме

1. Что такое скорость химической реакции? В каких единицах она измеряется?
2. Что такое истинная и средняя скорость реакции?
3. Что такое кинетическое уравнение реакции (закон действующих масс)?
4. Как записывается кинетическое уравнение для гомогенной реакции?
5. Каковы особенности гетерогенных реакций?
6. Что такое кинетический, диффузионный и смешанный контроль в гетерогенных реакциях?
7. Какие существуют формы записи для кинетических уравнений гетерогенных реакций?
8. Что такое константа скорости реакции? Какие условия проведения реакции влияют, а какие не влияют на величину константы скорости?
9. Как рассчитать изменение скорости реакции при повышении (понижении) концентрации газообразного или растворенного вещества?
10. Когда влияет давление на скорость химической реакции?
11. Как рассчитать изменение скорости реакции при повышении (понижении) давления в системе?
12. Как влияет температура на скорость химической реакции? Приведите уравнение Вант-Гоффа.
13. Что такое температурный коэффициент реакции?
14. Что такое катализ? На какие параметры процесса действует катализатор?

## 1. Скорость химических реакций.

Кинетика — учение о скорости различных процессов, в том числе химических реакций. Одним из основных понятий в химической кинетике является скорость реакции.

*Скоростью химической реакции  $V$  называют изменение количества реагирующего вещества за единицу времени в единице реакционного пространства.*



**Рис.1. Изменение концентраций реагентов в ходе реакции**

В гомогенной системе реакционным пространством служит объем сосуда, в котором протекает взаимодействие, а количество вещества в единице объема называется *концентрация  $C$*  и выражается в *моль/л*.

Поэтому в случае гомогенного процесса, протекающего при постоянном объеме, *скорость гомогенной химической реакции измеряется изменением концентрации какого-либо из реагирующих веществ за единицу времени.*

Обычно время  $\tau$  выражается в сек, поэтому размерность скорости реакции как правило, *моль/л·сек*. При химическом взаимодействии концентрация каждого из исходных веществ уменьшается во времени ( $C_2 < C_1$ ,  $\Delta C < 0$ ), а концентрация каждого из продуктов реакции возрастает ( $C_2 > C_1$ ,  $\Delta C > 0$ ). Изменение концентраций исходных веществ и продуктов реакции во времени приведено на рис.1. В химической кинетике различают среднюю и истинную (или мгновенную) скорость реакции. Средняя скорость  $v$  равна отношению  $\Delta C / \Delta \tau$  ( $\Delta C = C_2 - C_1$ ,  $\Delta \tau = \tau_2 - \tau_1$ ). Чтобы величина скорости была всегда положительной, перед дробью ставят знаки "±".

$$V = \pm \frac{\Delta C}{\Delta \tau}$$

Истинная скорость химической реакции  $V_{\text{ист}}$  определяется пределом, к которому стремится отношение  $\Delta C / \Delta \tau$  при  $\tau \rightarrow 0$ , т.е. производной концентрации по времени:

$$V_{\text{ист}} = \pm \frac{dC}{d\tau}$$

## 2. Зависимость скорости реакции от концентрации реагентов.

Необходимым условием для осуществления акта химического взаимодействия между молекулами должно быть их столкновение. Столкновение молекул в некотором реакционном пространстве при заданной температуре происходят тем чаще, чем больше этих молекул. Поэтому скорость химической реакции зависит от концентрации реагирующих веществ. По мере уменьшения концентрации исходных веществ во времени (рис. 1, кривая 1) скорость реакции падает.

Количественно зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ выражается *законом действующих масс*, который в современной формулировке выглядит так:

*при постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции.*



математическое выражение закона действующих масс имеет вид:

$$V = kC_A^a \cdot C_B^b \quad (1)$$

где  $V$  — скорость реакции;  $C_A$  и  $C_B$  — концентрации реагентов  $A$  и  $B$ ;  $a$ ,  $b$  — стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции;  $k$  — коэффициент пропорциональности, называемый константой скорости химической реакции. Размерность константы скорости определяется величинами стехиометрических коэффициентов  $a$  и  $b$  и остается такой, чтобы скорость  $V$  имела размерность *моль/л·сек*. Если нет точных данных, размерность  $k$  принимают  $\text{сек}^{-1}$ . При  $C_A = C_B = 1 \text{ моль/л}$   $k$  численно равна  $V$ . Выражение (1) называют также *кинетическим уравнением реакции*.

*Константа скорости* химической реакции  $k$  определяется природой реагирующих веществ и зависит от температуры, от присутствия катализатора, но не зависит от концентрации веществ, участвующих в реакции.

**Пример 1.** В реакционный сосуд объемом 2 л помещены 0,06 моль вещества  $A$  и 0,02 моль вещества  $B$ . При определенной температуре протекает реакция  $A + 2B = AB_2$ . Найти значение константы скорости реакции при этой температуре, если при заданных концентрациях веществ  $A$  и  $B$  скорость реакции равна  $6 \cdot 10^{-7} \text{ моль/(л·сек)}$ .

*Решение:* Зная количества реагирующих веществ и объем системы, найдем молярные концентрации реагентов:

$$C_A = 0,06/2 = 0.03 = 3 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}; \quad C_B = 0,02/2 = 0.01 = 10^{-2} \text{ моль/л}$$

Запишем выражение кинетического уравнения, связывающего скорость реакции с концентрациями реагирующих веществ:  $V = k C_A \cdot C_B^2$

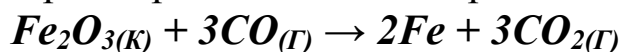
$$\text{Отсюда: } k = \frac{V}{C_A \cdot C_B^2} = \frac{6 \cdot 10^{-7}}{3 \cdot 10^{-2} (10^{-2})^2} = 0,2 \text{ л}^2/(\text{моль})^2 \cdot \text{сек}$$

Закон действующих масс справедлив только для наиболее простых по своему механизму взаимодействий, протекающих в газах или в разбавленных растворах. Сложные реакции могут быть совокупностью параллельно или последовательно протекающих процессов. Закон действующих масс справедлив для каждой отдельной стадии реакции, но не для всего взаимодействия в целом. Та стадия процесса, скорость которой минимальна, лимитирует скорость реакции в общем. Поэтому математическое выражение закона действующих масс, записанное для самой медленной (лимитирующей) стадии процесса, приложимо одновременно и ко всей реакции в целом.

Если в реакции участвуют два или более веществ, то скорость реакции может зависеть от концентрации только одного из них, участвующего в самой медленной стадии процесса и не зависеть от концентрации других.

### 3. Скорость гетерогенных химических реакций.

Многие химические процессы, имеющие большое значение в технике, относятся к числу гетерогенных реакций. Один или несколько компонентов процесса находятся в конденсированной, обычно твердой фазе. Концентрации твердых веществ не записываются в кинетическое уравнение (закон действующих масс). Условно эти концентрации принимают постоянными и равными 1. Это *первая* особенность гетерогенных реакций. Они идут на поверхности раздела фаз, которая и является их реакционным пространством. Поэтому *второй* особенностью кинетики этих реакций является влияние площади реакционной поверхности на скорость реакции. Так для реакции:





кинетическое уравнение может быть записано в виде:  $V = k \cdot C_{CO}^3 \cdot S$ , где  $C_{CO}$  — молярная концентрация монооксида углерода  $CO_{(г)}$ , единственного газообразного компонента в реагирующих исходных веществах,  $S$  — площадь поверхности, на которой идет реакция. Твердое вещество  $Fe_2O_{3(к)}$  в кинетическое уравнение не записывается. Скорости гетерогенных химических реакций имеют размерность  $моль/л \cdot сек \cdot м^2$

Однако в большинстве случаев площадь реакционной поверхности практически невозможно измерить и она непосредственно не фигурирует в кинетическом уравнении (законе действующих масс). Она "запрятывается" в константу скорости  $k$  и это учитывается в размерности константы скорости.

**Пример 2.** Для реакции:  $Si_{(ТВ)} + 2H_2O_{(г)} \rightarrow SiO_{2(ТВ)} + 2H_{2(г)}$  напишите выражение для кинетического уравнения.

*Решение:* Данная реакция гетерогенная, протекает на границе раздела фаз. Из реагирующих веществ вода участвует в реакции в газообразной форме, перед ней коэффициент в уравнении равен 2 ( $\dots + 2H_2O_{(г)}$ ). Кремний ( $Si_{(ТВ)}$ ) — твердое вещество, поэтому его концентрацию не учитываем в кинетическом уравнении. Следовательно, кинетическое уравнение (закон действующих масс) для данной реакции может иметь вид:  $V = k \cdot C_{H_2O}^2$ . Размерность константы скорости в этом случае  $л/моль \cdot сек \cdot м^2$ .

В процессе реакции уменьшается концентрация реагента в зоне реакции  $C_S$  по сравнению с его концентрацией в объеме  $C_V$  из-за расхода реагента. Поэтому *скорость гетерогенной химической реакции зависит от скорости подвода реагентов в зону химической реакции*, что является *третьей* особенностью этих реакций.

Наибольшее изменение концентрации реагента происходит в тонком слое около реакционной поверхности, называемом *диффузионным слоем*. Перенос вещества здесь происходит в основном за счет диффузии.

Если скорость диффузии много больше скорости реакции ( $V_D \gg V$ ), то реагенты без проблем подаются в реакционное пространство, к поверхности, все законы влияния концентрации на скорость, описанные выше, соблюдаются. Для таких случаев есть выражение «*кинети-*

ческий контроль реакции». Если скорости химической реакции и диффузии сопоставимы, имеет место *смешанный контроль*. И, наконец, когда скорость диффузии много меньше скорости реакции ( $V_d \ll V$ ) то говорят о диффузионном контроле реакции.

В этом случае может наблюдаться нулевой порядок реакции по всем реагентам. Это значит, что в координатах  $V — C$  скорость не зависит от концентраций реагентов, а зависит от скорости диффузии, величины поверхности и температуры, которые не входят в кинетическое уравнение. Такое явление может иметь место при реакции на твердой поверхности в жидких средах с высокой вязкостью. Однако большинство гетерогенных реакций имеет порядок, отличающийся от нулевого, нередко дробный. На рис. 2 приведены графические формы возможных зависимостей скорости реакции от концентраций реагентов.

#### 4. Зависимость скорости реакций от давления в системе.

В тех случаях, когда среди реагирующих веществ имеются газы, скорость реакций зависит от давления в системе. При повышении давления пропорционально возрастает число молекул газа в единице объема, что эквивалентно повышению концентрации данного газа.

**Пример 3.** Как изменится скорость реакции  $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$  при уменьшении объема замкнутой системы в два раза при постоянной температуре?

*Решение.* Уменьшение объема в замкнутой системе эквивалентно пропорциональному увеличению давления, так как, согласно закону Менделеева-Клайперона  $PW = \nu RT$ . (Здесь  $W$  — объем системы.) Кинетическое уравнение данной реакции имеет вид:  $V = kC_{NO}^2 \cdot C_{O_2}$ .

При уменьшении объема системы в два раза и связанным с этим повышением давления в два раза концентрации реагирующих веществ тоже повышаются в два раза:  $C'_{NO} = 2C_{NO}$        $C'_{O_2} = 2C_{O_2}$

Новая скорость реакции:

$$V' = kC'_{NO}{}^2 \cdot C'_{O_2} = k(2C_{NO})^2 \cdot (2C_{O_2}) = 8kC_{NO}{}^2 \cdot C_{O_2} = 8V$$

**Вывод.** При уменьшении объема замкнутой системы в два раза при постоянной температуре скорость данной реакции повышается в 8 раз.

### 5. Зависимость константы скорости реакции от температуры.

Большинство реакций ускоряется при нагревании. Температура действует непосредственно на константу скорости  $k$ . Пусть  $V_1$  — скорость реакции при температуре  $T_1$ , а  $V_2$  — скорость этой же реакции при температуре  $T_2$  ( $T_1 < T_2$ ). В таком случае имеет место эмпирическое правило Вант-Гоффа.

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

где  $\gamma$  — температурный коэффициент, показывающий во сколько раз повысится скорость реакции при повышении температуры на  $10^\circ\text{C}$ . Для большинства реакций при температурах, близких к комнатной,  $\gamma$  составляет величину 2-4.

Уравнение Вант-Гоффа широко используется, однако следует помнить, что оно эмпирическое приближительное, его можно применять только для ориентировочных расчетов.

**Пример 4.** При  $100^\circ\text{C}$  некоторая реакция заканчивается за 20 мин. Принимая температурный коэффициент скорости реакции  $\gamma = 3,5$ , рассчитайте, через какое время закончится реакция при  $60^\circ\text{C}$

*Решение.* Скорость реакции, как и скорость всякого процесса, обратно пропорциональна времени проведения процесса. Следовательно,  $V_2/V_1 = \tau_1/\tau_2$ . Пусть  $T_1$ ,  $V_1$  и  $\tau_1$  — параметры медленного (низкотемпературного) процесса, а  $T_2$ ,  $V_2$  и  $\tau_2$  — параметры высокотемпературного процесса. Подставляем имеющиеся данные в уравнение Вант-Гоффа:

$$V_2/V_1 = 3,5^{(100 - 60)/10} = (3,5)^4 = 150. \text{ Так как } V_2/V_1 = \tau_1/\tau_2 = 150, \\ \tau_1/\tau_2 = \tau_1/20 \quad \tau_1 = 150 \cdot 20 = 3000 \text{ мин} = 50 \text{ часов.}$$

Одним из методов ускорения химической реакции является *катализ*, который осуществляется при помощи веществ (катализаторов), увеличивающих скорость реакции, но не расходующихся в результате ее протекания. Как и при повышении температуры, при введении катализатора повышается *константа скорости реакции*. Механизм действия катализатора сводится к уменьшению величины энергии активации реакции, т.е. к уменьшению разности между средней энергией активных молекул (активного комплекса) и средней энергией молекул исходных веществ. Скорость химической реакции при этом резко повышается

## Лабораторная работа

### Опыт 1. Зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ.

Приготовьте прибор для измерения объема выделяющегося газа, который используется при определении эквивалента неизвестного металла методом вытеснения водорода. Заполните пробирку на  $1/3$  1 М уксусной кислотой. Опустите в пробирку 2 кусочка цинка и рассчитайте среднюю скорость выделения водорода, измерив объём газа, выделившегося за 5 минут.

По окончании опыта вылейте уксусную кислоту из пробирки, промойте цинк и высушите его фильтровальной бумагой. Проведите аналогичный опыт, налив в пробирку 1 М раствор соляной кислоты. Рассчитайте среднюю скорость реакции в этом случае.

Напишите уравнения реакций взаимодействия цинка с уксусной и соляной кислотами. Чем объяснить различную скорость выделения водорода в первом и во втором случаях?

### Опыт 2. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ изучают на примере взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой:  $Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + SO_2 + H_2O + S \downarrow$

Признаком реакции является помутнение раствора вследствие выделения серы.

Приготовьте три склянки с пипетками, заполненные: первая — 1 н. раствором  $H_2SO_4$ , вторая — 0,05 н. раствором  $Na_2S_2O_3$ , третья — водой. Приготовьте лист белой бумаги, с нанесенной на него жирной черной линией.

В пробирку, не содержащую на дне воды (вытряхнуть!), добавьте 4 капли тиосульфата натрия, 8 капель воды и, заметив время, 1 каплю серной кислоты. Каплю серной кислоты добавлять так, чтобы она не стекала по стенке, а падала прямо в раствор.

Зафиксируйте время помутнения раствора, при котором сквозь раствор не будет видна черная линия. Повторите опыт, добиваясь единообразной степени помутнения. После каждого опыта сразу же промывайте пробирку, так как адсорбирующаяся на стенках сера потом очень трудно отмывается.

Проделайте второй опыт, взяв 8 капель тиосульфата натрия, 4 капли воды и одну — серной кислоты, а затем третий опыт, взяв 12 капель тиосульфата натрия и одну каплю серной кислоты. Результаты опытов внесите в таблицу 1.

Таблица 1

## Зависимость скорости реакции от концентрации

№ опыта	Объем, капли <sup>*)</sup>		Относит. концентр., $C_{отн}$	Время до помутн., $\tau$ , с	Относительная скорость реакции	
	$Na_2S_2O_3$	$H_2O$			$V_{теор}$	$V_{практ}$
1	4	8	1		1	1
2	8	4	2		2	
3	12	—	3		3	

<sup>\*)</sup> Объем серной кислоты везде 1 кап, общий объем — 13 кап.

Рассчитайте  $V_{практ}$  для второго и третьего случаев, учитывая, что скорость реакции и время протекания реакции до помутнения раствора обратно пропорциональны. Следовательно:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{\tau_2}{\tau_1},$$

где  $V_1$  — скорость реакции в первом случае ( $V_1 = 1$ );  $V_2$  — скорость реакции во втором ( $V_3$  — в третьем) случае;  $\tau_1$  — время протекания реакции до помутнения раствора в первом случае,  $\tau_2$  — время протекания реакции до помутнения раствора во втором ( $\tau_3$  — третьем) случае.

На миллиметровой бумаге постройте кривую зависимости  $V_{теор}$  от концентрации  $Na_2S_2O_3$ . (в относительных единицах). Масштаб: 2 см на единицу изменения концентрации и скорости. На этом же графике отметьте точками (не соединяя!) значения  $V_{практ}$ , полученные при вычислениях. Напишите уравнение реакции и сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации  $Na_2S_2O_3$  при данных условиях.

**Опыт 3. Зависимость скорости реакции от температуры.**

Зависимость скорости реакции от температуры изучают, как и в опыте 2, на примере взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой:



По правилу Вант-Гоффа:

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

получаем, что при повышении температуры на  $10\text{ }^{\circ}\text{C}$  скорость реакции увеличится в  $\gamma$  раз, на  $20\text{ }^{\circ}\text{C}$  — в  $\gamma^2$  раз, на  $30\text{ }^{\circ}\text{C}$  — в  $\gamma^3$  раз и т.д.

Целью работы является изучение зависимости скорости реакции от температуры и оценка величины  $\gamma$  для данной реакции.

Для этого, кроме реактивов, перечисленных в опыте 2, потребуется термометр, источник горячей воды и два химических стакана, один из которых будет использоваться в качестве термостата, а второй — для доливания горячей или холодной воды в процессе регулирования температуры.

Проделайте первый опыт, как описано в предыдущей работе, или используйте его результаты, если он уже проделан. Проделайте второй опыт, взяв вновь 4 капли тиосульфата натрия, 8 капель воды и одну — серной кислоты, однако пробирку при этом поместите в термостат — стакан с водой, температура которой на  $10\text{ }^{\circ}\text{C}$  превышает комнатную, а затем третий опыт, с теми же количествами реагентов, но в термостате, температура которого на  $20\text{ }^{\circ}\text{C}$  превышает комнатную. Результаты опытов внесите в таблицу 2.

**Таблица 2**

**Зависимость скорости реакции от температуры**

№ опыта *)	Температура опыта, $^{\circ}\text{C}$	Время до помутнения $\tau$ , с	Относительная скорость реакции $V_{\text{практ}}$
1	(комнатная)		1
2	(комн.+ $10^{\circ}\text{C}$ )		
3	(комн.+ $20^{\circ}\text{C}$ )		

\*) Объем тиосульфата натрия 4 кап, воды 8 кап, серной кислоты 1 кап, общий объем — 13 кап.

Рассчитайте  $V_{\text{практ}}$  для второго и третьего случаев, как описано в предыдущем опыте. Три раза рассчитайте по уравнению Вант-Гоффа величину  $\gamma$ :  $\gamma_1$  — из результатов 1-го и 2-го опытов,  $\gamma_2$  — из результатов 2-го и 3-го опытов,  $\gamma_3$  — из результатов 1-го и 3-го опытов.

Вычислите среднюю величину  $\gamma$ , и сопоставьте ее с экспериментально найденной для этой реакции величиной  $\gamma = 1,8$ .

**Опыт 4. Влияние поверхности раздела реагирующих веществ на скорость реакции в гетерогенной системе.**

Влияние поверхности раздела реагирующих веществ на скорость реакции в гетерогенной системе изучается на примере реакции карбоната кальция с соляной кислотой.

Приготовьте два небольших приблизительно одинаковых кусочка мела. Один из них разотрите пестиком на листе бумаги и пересыпьте в коническую пробирку, второй поместите в другую пробирку. В обе пробирки одновременно добавьте по 15-20 капель 20%-ной соляной кислоты.

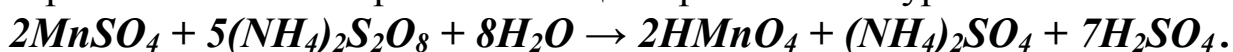
Напишите уравнение реакции. Отметьте наблюдаемые явления и объясните их.

#### **Опыт 5. Гомогенный катализ.**

Гомогенный катализ изучается на примере каталитического ускорения реакции окисления. Окисление соединений марганца (II) до марганца (VII) в растворе легко наблюдать, так как ион  $Mn^{2+}$  практически бесцветный, а ион  $MnO_4^-$  окрашен в фиолетово-красный цвет.

Внесите в две пробирки по 3-4 капли сульфата  $MnSO_4$  или нитрата  $Mn(NO_3)_2$  марганца (но не  $MnCl_2$ , так как ионы хлора мешают проведению реакции) и подкислите таким же объемом 2 н. раствора азотной кислоты. В одну из пробирок добавьте одну каплю раствора нитрата серебра  $AgNO_3$  и в обе пробирки по одному микрошпателю пероксодисульфата аммония  $(NH_4)_2S_2O_8$ .

Поместите обе пробирки в водяную баню. В какой пробирке быстрее изменилась окраска? Реакция протекала по уравнению:



Азотная кислота в реакции не расходовалась, а добавлялась для создания определенной кислотности среды в начале реакции. В качестве промежуточных быстро протекающих процессов происходило восстановление ионов серебра марганцем (II) и обратное окисление серебра пероксодисульфатом аммония. Какой ион является катализатором в данном процессе?

**Опыт 6. Гетерогенный катализ.** Гетерогенный катализ изучается на примере каталитического ускорения реакции разложения пероксида водорода диоксидами свинца или марганца.

Налейте в пробирку 5-8 капель 30%-ного (по массе) раствора пероксида водорода  $H_2O_2$ . С помощью тлеющей лучины убедитесь в отсутствии кислорода. Внесите в раствор на кончике микрошпателя ди-

оксид свинца  $PbO_2$  или диоксид марганца  $MnO_2$  и наблюдайте выделение газа. Напишите уравнение разложения пероксида водорода.

### Индивидуальные задания

**Вариант 1.(А)** 1. В реакции  $A + B \rightarrow AB$  при  $C_A = 0,05$  моль/л и  $C_B = 0,01$  моль/л, при этой температуре скорость  $V = 5 \cdot 10^{-5}$  моль/(л·сек). Найти константу скорости  $k$ .

2. Для реакции:  $2Al_{(ТВ)} + 3H_2O_{(Г)} \rightarrow Al_2O_{3(ТВ)} + 6H_{2(Г)}$  записать выражение кинетического уравнения (закона действующих масс).

3. Как изменится скорость реакции  $2NO_{(Г)} + O_{2(Г)} \rightarrow 2NO_{2(Г)}$ , если увеличить давление в системе в 3 раза?

4. Две реакции идут при  $25^\circ C$  с одинаковой скоростью. У первой реакции температурный коэффициент  $\gamma = 2,0$ , у второй  $2,5$ . Как относятся скорости этих реакций при  $95^\circ C$ ?

**Вариант 2.(Б)** 1. В реакции  $A + B \rightarrow AB$  при  $C_A = 0,025$  моль/л и  $C_B = 0,02$  моль/л, скорость при этой температуре  $V = 5 \cdot 10^{-5}$  моль/(л·сек). Найти константу скорости  $k$ .

2. Для реакции:  $TiO_{2(ТВ)} + 2H_{2(Г)} \rightarrow Ti_{(ТВ)} + 2H_2O_{(Г)}$  запишите выражение кинетического уравнения (закона действующих масс).

3. Как изменится скорость реакции:  $2A_{(Г)} + B_{ТВ} + D_{(Г)} \rightarrow 2E$  при повышении давления в системе в 3 раза при постоянной температуре?

4. При  $150^\circ C$  реакция идет 16 мин. Принимая температурный коэффициент реакции  $\gamma = 2,5$ , рассчитать, через какое время закончится эта реакция при  $200^\circ C$ .

**Вариант 3.(В)** 1. В системе объемом 2 л содержится 0,1 моль вещества А и 0,3 моль вещества В. Найти значение константы скорости реакции  $A + B \rightarrow AB$ , если при заданной температуре и приведенных концентрациях веществ А и В скорость реакции равна  $5 \cdot 10^{-5}$  моль/(л·сек).

2. Для реакции:  $2Fe_{(ТВ)} + 3H_2O_{(Г)} \rightarrow Fe_2O_{3(ТВ)} + 3H_{2(Г)}$  запишите выражение кинетического уравнения (закона действующих масс).

3. Как изменится скорость реакции  $2NO_{(Г)} + O_{2(Г)} \rightarrow 2NO_{2(Г)}$ , если при постоянной температуре уменьшить объём системы в 3 раза?

4. Чему равен температурный коэффициент  $\gamma$ , если при увеличении температуры на  $30^\circ C$  скорость реакции возрастает в 15,6 раза?



**Вариант 4.(Г) 1.** В системе объемом 5 л содержится 0,2 моль вещества **A** и 0,5 моль вещества **B**. Найти значение константы скорости реакции  $A + B \rightarrow AB$ , если при заданной температуре и приведенных концентрациях веществ **A** и **B** скорость реакции равна  $4 \cdot 10^{-4}$  моль/(л·сек).

2. Для реакции:  $Fe_2O_3(ТВ) + 3CO(Г) \rightarrow 2Fe(ТВ) + 3CO_2(Г)$  запишите выражение кинетического уравнения (закона действующих масс).
3. Как изменится скорость реакции  $2NO(Г) + O_2(Г) \rightarrow 2NO_2(Г)$ , если при постоянной температуре уменьшить объём системы в 2 раза?
4. Чему равен температурный коэффициент  $\gamma$ , если при понижении температуры на  $30^\circ C$  скорость реакции падает в 15,6 раза?

**Вариант 5.(Д) 1.** Дана реакция:  $A + 2B \rightarrow AB_2$ . Начальные концентрации:  $[A]_0 = 0,03$  моль/л,  $[B]_0 = 0,05$  моль/л. Найти начальную скорость реакции, если константа скорости при заданной температуре и условиях равна  $0,4 \text{ л}^2/(\text{моль})^2 \cdot \text{сек}$ .

2. Для реакции:  $2C(ТВ) + O_2(Г) \rightarrow 2CO(Г)$  запишите выражение кинетического уравнения (закона действующих масс).
3. Как изменится скорость реакции  $2SO_2(Г) + O_2(Г) \rightarrow 2SO_3$ , если объём замкнутой системы при  $T_{\text{конст}}$  уменьшить в 3 раза?
4. При  $150^\circ C$  некоторая реакция заканчивается за 16 мин. При температурным коэффициенте скорости реакции равным 2,5, рассчитать, через какое время закончится эта реакция, если проводить ее при  $80^\circ C$ .

**Вариант 6.(Е) 1.** Реакция между веществами **A** и **B** выражается уравнением  $A + 2B \rightarrow AB_2$ . Начальные концентрации составляют:  $[A]_0 = 0,03$  моль/л,  $[B]_0 = 0,05$  моль/л. Константа скорости при заданной температуре и условиях равна  $0,4 \text{ л}^2/\text{моль}^2 \cdot \text{сек}$ . Найти скорость реакции через некоторое время, когда концентрация вещества **A** уменьшится на 0,01 моль/л.

2. Для реакции:  $TiO_2(ТВ) + 2H_2(Г) \rightarrow Ti(ТВ) + 2H_2O(Г)$  запишите выражение кинетического уравнения (закона действующих масс).
3. Как изменится скорость реакции  $2CO(Г) + O_2(Г) \rightarrow 2CO_2(Г)$ , если при постоянной температуре давление повысить в два раза?
4. Как изменится скорость химической реакции при увеличении температуры на  $40^\circ C$ , если температурный коэффициент  $\gamma = 2$ ?

**Вариант 7.(Ж) 1.** В системе объемом 3 л вещества **A** и **B** реагируют по уравнению:  $A + 2B \rightarrow AB_2$ . Вещества **A** содержится в системе 0,03 моль, вещества **B** 0,06 моль. Константа скорости при заданной температуре и условиях равна  $0,4 \text{ л}^2/(\text{моль})^2 \cdot \text{сек}$ . Найти начальную скорость реакции.

2. Для реакции:  $SiO_{2(TB)} + 2CO_{(Г)} \rightarrow Si_{(TB)} + 2CO_{2(Г)}$  запишите выражение кинетического уравнения (закона действующих масс).

3. Как изменится скорость реакции  $H_{2(Г)} + Cl_{2(Г)} \rightarrow 2HCl_{(Г)}$ , если давление фазе при постоянной температуре повысить в два раза?

4. Как изменится скорость реакции при уменьшении температуры на  $20^\circ\text{C}$ , если температурный коэффициент скорости  $\gamma = 3$ ?

**Вариант 8.(З) 1.** Реакция между веществами **A** и **B** выражается уравнением  $A + 2B \rightarrow AB_2$ . Объем системы 3 л. Вещества **A** содержится в системе 0,06 моль, вещества **B** 0,09 моль. Константа скорости при заданной температуре равна  $0,5 \text{ л}^2/(\text{моль})^2 \cdot \text{сек}$ . Найти начальную скорость реакции.

2. Для реакции:  $2Al_{(ТВ)} + 3Cl_{2(Г)} \rightarrow 2AlCl_3$  запишите выражение кинетического уравнения (закона действующих масс).

3. Как изменится скорость реакции  $NH_{3(Г)} + HCl_{(Г)} \rightarrow NH_4Cl$ , если при постоянной температуре давление повысить в два раза?

4. Как изменится скорость химической реакции при повышении температуры на  $40^\circ\text{C}$ , если температурный коэффициент  $\gamma = 3,2$ ?

**Вариант 9(И). 1.** В системе объёмом 3 л протекает реакция:  $A + 2B \rightarrow AB_2$ . Вещества **A** содержится в системе 0,03 моль, вещества **B** 0,06 моль. Найти константу скорости реакции при заданной температуре и условиях, если начальная скорость реакции составляет  $4 \cdot 10^{-7} \text{ моль}/(\text{л} \cdot \text{сек})$ .

2. Для реакции:  $Ti_{(ТВ)} + 2Cl_{2(Г)} \rightarrow TiCl_{4(ТВ)}$  запишите выражение кинетического уравнения (закона действующих масс).

3. Во сколько раз надо увеличить давление, чтобы скорость образования  $NO_2$  по реакции  $2NO_{(Г)} + O_{2(Г)} \rightarrow 2NO_2$ , возросла в 1000 раз?

4. При повышении температуры на  $50^\circ$  скорость реакции возросла в 1200 раз. Вычислить температурный коэффициент скорости.

**Вариант 10(К). 1.** Реакция между веществами **A** и **B** выражается уравнением  $A + 2B \rightarrow C$ . Начальные концентрации составляют  $[A]_0 = 0,03 \text{ моль}/\text{л}$ ,  $[B]_0 = 0,05 \text{ моль}/\text{л}$ . Найти константу скорости реакции

при заданной температуре, если начальная скорость реакции  $V_0 = 3 \cdot 10^{-5}$  моль/(л·сек)

2. Во сколько раз следует увеличить концентрацию кислорода в системе  $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O$ , чтобы при уменьшении концентрации водорода в 4 раза скорость прямой реакции не изменилась?
3. Как изменится скорость реакции  $2NO_{(г)} + Cl_{2(г)} \rightarrow 2NOCl$ , если при постоянной температуре объем системы повысить в два раза?
4. Как изменится скорость реакции при уменьшении температуры на  $20^\circ C$ , если температурный коэффициент реакции равен 2,2?

**Вариант 11. (Л)** 1. Реакция между веществами А и В выражается уравнением  $A + 2B \rightarrow C$ . Начальные концентрации:  $[A]_0 = 0,04$  моль/л,  $[B]_0 = 0,05$  моль/л. Константа скорости реакции при заданной температуре равна  $0,4 \text{ л}^2/(\text{моль})^2 \cdot \text{сек}$ . Найти скорость реакции по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшится на  $0,01$  моль/л.

2. Для реакции:  $2Al_{(ТВ)} + 3H_2O_{(г)} \rightarrow Al_2O_{3(ТВ)} + 6H_{2(г)}$  напишите выражение кинетического уравнения (закона действующих масс).
3. Как изменится скорость реакции  $2NO_{(г)} + Cl_{2(г)} \rightarrow 2NOCl$ , если при постоянной температуре объем системы уменьшить в два раза?
4. При  $150^\circ C$  реакция заканчивается в 16 мин. Температурный коэффициент  $\gamma = 2,2$ . Как скоро закончится эта реакция при  $80^\circ C$

**Вариант 12 (М).** 1. Реакция  $A + 2B \rightarrow C$  протекает при постоянной температуре. Начальные концентрации:  $[A]_0 = 0,03$  моль/л,  $[B]_0 = 0,05$  моль/л. Скорость реакции по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшилась на  $0,01$  моль/л., составила  $7,2 \cdot 10^{-6}$  моль/(л·сек). Найти константу скорости реакции при данной температуре.

2. Для реакции:  $Fe_{(ТВ)} + H_2O_{(г)} \rightarrow FeO_{(ТВ)} + H_{2(г)}$  напишите выражение кинетического уравнения (закона действующих масс).
3. Как изменится скорость реакции  $2NO_{(г)} + O_{2(г)} \rightarrow 2NO_2$ , если объем системы при постоянной температуре уменьшить в 3 раза?
4. При  $50^\circ C$  реакция заканчивается в 2ч. 15 мин. Температурный коэффициент  $\gamma = 3,0$ . Как скоро закончится эта реакция при  $100^\circ C$ .

**Вариант 13. (Н)** 1. Реакция  $A + B \rightarrow AB$  протекает при постоянной температуре.  $C_A = 0,04$  моль/л и  $C_B = 0,02$  моль/л, скорость реакции

$V = 2 \cdot 10^{-5}$  моль/(л·сек). Найти константу скорости  $k$ . при данной температуре.

2. Для реакции:  $Ti_{(ТВ)} + 2H_2O_{(Г)} \rightarrow TiO_{2(ТВ)} + 4H_2_{(Г)}$  записать выражение кинетического уравнения (закона действующих масс).
3. Как изменится скорость реакции  $2NO_{(Г)} + O_{2(Г)} \rightarrow 2NO_{2(Г)}$ , если при постоянной температуре увеличить давление в системе в 4 раза?
4. У двух реакций при  $25^\circ C$   $V_1 = V_2$ . Температурный коэффициент  $\gamma_1 = 2,0$ , а  $\gamma_2 = 2,5$ . Найти отношение  $V_2 / V_1$  при  $85^\circ C$ .

**Вариант 14.(О)** 1. Реакция  $A + 2B \rightarrow AB_2$  протекает при постоянной температуре.  $C_A = 0,02$  моль/л и  $C_B = 0,01$  моль/л, скорость  $V = 5 \cdot 10^{-7}$  моль/(л·сек). Найти константу скорости  $k$ . при этой температуре.

2. Для реакции:  $TiO_{2(ТВ)} + 2H_2_{(Г)} \rightarrow Ti_{(ТВ)} + 2H_2O_{(Г)}$  запишите выражение кинетического уравнения (закона действующих масс).
3. Как изменится скорость реакции:  $2A_{(Г)} + B_{(ТВ)} + D_{(Г)} \rightarrow 2E$  при  $T_{конст}$  при уменьшении объема замкнутой системы в 4 раза?
4. При  $50^\circ C$  реакция заканчивается за 26 мин. При температурном коэффициенте скорости  $\gamma = 2$  как скоро закончится эта реакция, если проводить ее при  $120^\circ C$ ?

**Вариант 15.(П)** 1. В системе объемом 20 л содержится 0,1 моль вещества **A** и 0,3 моль **B**. Реакция  $A + B \rightarrow AB$  протекает при постоянной температуре. Найти константу скорости при этой температуре, если скорость реакции равна  $5 \cdot 10^{-5}$  моль/(л·сек).

2. Для реакции:  $4P_{(ТВ)} + 3O_{2(Г)} \rightarrow 2P_2O_{3(ТВ)}$  запишите выражение кинетического уравнения (закона действующих масс).
3. Как изменится скорость реакции  $2NO_{(Г)} + O_{2(Г)} \rightarrow 2NO_{2(Г)}$ , если при постоянной температуре уменьшить объём системы в 3,5 раза?
4. При увеличении температуры с  $20$  до  $60^\circ C$  скорость реакции возросла в 81 раз. Найти температурный коэффициент скорости  $\gamma$ .

**Вариант 16.(Р)** 1. В системе объемом 10 л есть 0,2 моль вещества **A** и 0,5 моль **B**. Реакция  $2A + B \rightarrow A_2B$  протекает при постоянной температуре. Найти константу скорости при этой температуре, если скорость реакции равна  $4 \cdot 10^{-6}$  моль/(л·сек).

2. Для реакции:  $S_{(ТВ)} + O_{2(Г)} \rightarrow SO_2$  запишите выражение кинетического уравнения (закона действующих масс).

3. Как изменится скорость реакции  $2NO_{(г)} + Cl_{2(г)} \rightarrow 2NOCl$ , если при постоянной температуре уменьшить объём системы в 3 раза?
4. Чему равен температурный коэффициент скорости  $\gamma$ , если при понижении температуры на  $40\text{ }^{\circ}\text{C}$  скорость реакции падает в 16 раз?

**Вариант 17.(С)** 1. Реакция:  $A + 2B \rightarrow AB_2$ . идет при постоянной температуре. Начальные концентрации:  $[A]_0 = 0,03\text{ моль/л}$ ,  $[B]_0 = 0,05\text{ моль/л}$ . Найти начальную скорость реакции, если константа скорости при данной температуре  $0,4\text{ л}^2/\text{моль}^2\cdot\text{сек}$ .

2. Для реакции:  $2C_{(ТВ)} + H_2O_{(г)} \rightarrow CO_{(г)} + H_2_{(г)}$  запишите выражение кинетического уравнения (закона действующих масс).
3. Как изменится скорость реакции  $2SO_{2(г)} + O_{2(г)} = 2SO_3$ , если при постоянной температуре объём системы увеличить в три раза?
4. При  $50\text{ }^{\circ}\text{C}$  реакция заканчивается за 1ч 30 мин. Как скоро она закончится при  $80\text{ }^{\circ}\text{C}$  при  $\gamma = 2,5$ ?

**Вариант 18.(Т)** 1. Реакция между веществами **A** и **B** проходит при постоянной температуре по уравнению  $A + 2B \rightarrow AB_2$ . Начальные концентрации составляют:  $[A]_0 = 0,03\text{ моль/л}$ ,  $[B]_0 = 0,05\text{ моль/л}$ . Константа скорости реакции при данной температуре равна  $0,4\text{ л}^2/\text{моль}^2\cdot\text{сек}$ . Найти скорость реакции по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества **A** уменьшится на  $0,02\text{ моль/л}$

2. Для реакции:  $TiO_{2(ТВ)} + 2H_{2(г)} \rightarrow Ti_{(ТВ)} + 2H_2O_{(г)}$  запишите выражение кинетического уравнения (закона действующих масс).
3. Как изменится скорость реакции  $2CO_{(г)} + O_{2(г)} \rightarrow 2CO_{2(г)}$ , если давление в газовой фазе повысить в три раза?
4. Как изменится скорость химической реакции при увеличении температуры на  $40\text{ }^{\circ}\text{C}$ , если температурный коэффициент скорости реакции равен 3?

**Вариант 19.(У)** 1. Между веществами **A** и **B** при постоянной температуре протекает реакция по уравнению  $A + 2B \rightarrow AB_2$ . Объём системы 5 л. Вещества **A** содержится в системе 0,05 моль, вещества **B** 0,1 моль. Константа скорости реакции при данной температуре равна  $0,4\text{ л}^2/\text{моль}^2\cdot\text{сек}$ . Найти начальную скорость реакции.

2. Для реакции:  $SiO_{2(ТВ)} + 2CO_{(г)} \rightarrow Si_{(ТВ)} + 2CO_{2(г)}$  запишите выражение кинетического уравнения (закона действующих масс).
3. Как изменится скорость реакции  $H_{2(г)} + Cl_{2(г)} \rightarrow 2HCl_{(г)}$ , если при  $T_{\text{конст}}$  давление в газовой фазе повысить в три раза?

4. Как изменится скорость реакции при уменьшении температуры на  $40^{\circ}\text{C}$ , если температурный коэффициент скорости равен 3?

**Вариант 20.(Ф) 1.** Реакция между веществами **A** и **B** протекает при постоянной температуре по уравнению  $\text{A} + 2\text{B} \rightarrow \text{AB}_2$ . Объем системы 10 л. Вещества **A** содержится в системе 0,2 моль, вещества **B** 0,3 моль. Константа скорости реакции при этой температуре равна  $0,5 \cdot \text{л}^2/\text{моль}^2 \cdot \text{сек}$ . Найти начальную скорость реакции.

2. Для реакции:  $2\text{Al}_{(\text{ТВ})} + 3\text{Cl}_{2(\text{Г})} \rightarrow 2\text{AlCl}_{3}$  запишите выражение кинетического уравнения (закона действующих масс).

3. Как изменится скорость реакции  $\text{NH}_{3(\text{Г})} + \text{HCl}_{(\text{Г})} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$ , если давление в газовой фазе повысить в три раза?

4. Как изменится скорость реакции при повышении температуры на  $30^{\circ}\text{C}$ , если температурный коэффициент скорости равен 3,3?

### БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Глинка Н.Л. Общая химия. – 23-е издание, испр. (Под ред. В.А. Рябиновича.) – Л.: Химия, 1983.

2. Основы общей химии. В 3-х томах. – М.: Химия, 1965.

3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. Л.: Химия, 1984.

3. Новиков Г.И. Основы общей химии. М.: Высшая школа, 1988.

5. Общая химия. Под ред. Соколовской Е.М. М.: МГУ, 1980.
6. Павлов Н.Н. Неорганическая химия: Учебник для технологических специальностей вузов. -М.: Высшая школа 1986.-336с.
7. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 1981.
8. Гольбрайх З.Е. Сборник задач и упражнений по химии. М.: Высшая школа, 1984.

