

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ  
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО  
ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ  
«САМАРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АЭРОКОСМИЧЕСКИЙ  
УНИВЕРСИТЕТ имени академика С.П. КОРОЛЕВА  
(НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ)»

## СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

*Утверждено Редакционно-издательским советом университета  
в качестве методических указаний к лабораторной работе*

САМАРА  
Издательство СГАУ  
2012

УДК СГАУ: 543.253(075)

Составители: *Н.А. Расцепкина, В.И. Костина*

Рецензент: канд. хим. наук, доц. Ю. В. Р у б л и н е ц к а я

**Скорость химических реакций:** метод. указания / сост.: *Н.А. Расцепкина, В.И. Костина*. – Самара: Изд-во СГАУ, 2012. – 22 с.

Методические указания включают теоретические основы эксперимента, указания по проведению эксперимента и обработке экспериментальных данных. Содержат примеры решения задач и задачи разного уровня сложности для самостоятельного решения.

Предназначены для студентов 1-го курса 2-го факультета очного обучения. Подготовлены на кафедре «Химия».

©Самарский государственный  
аэрокосмический университет, 2012

## ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ЭКСПЕРИМЕНТА

Чтобы управлять ходом химического процесса, получать необходимые продукты с достаточно высоким выходом, достичь максимальной производительности и экономической эффективности технологического процесса, необходимо знание механизмов химических реакций и законов, определяющих их скорости.

Учение о скоростях химических реакций, о влиянии на скорость различных факторов и о механизме реакций называется химической кинетикой. Основной величиной в химической кинетике является скорость химической реакции.

Скоростью химической реакции ( $v$ ) называют изменение количества вещества в единицу времени в единице реакционного пространства. Для гомогенных реакций, реакционным пространством является объем. Следовательно, скорость химической реакции (моль/(л. с) или моль/(л. мин)) для них равна изменению концентрации (обычно молярной  $\Delta C$ ) одного из исходных веществ или одного из продуктов реакции в единицу времени ( $\Delta \tau$ ):

$$v = \pm \frac{\Delta C}{\Delta \tau} \quad (1)$$

Это средняя скорость, которая устанавливается лишь для определенного промежутка времени. Знак плюс берется для вычисления скорости по накоплению продукта реакции, знак минус - по убыли исходных веществ, чтобы скорость всегда была положительной величиной.

Концентрации всех веществ данной реакции изменяются в эквивалентных количествах. Измеренные по разным веществам скорости пропорциональны друг другу.

**Пример 1.** В сосуд объемом 10 л поместили по 2 моля газов CO и CO<sub>2</sub>. Через 4 с образовался газ CO<sub>2</sub> в количестве 0,8 моля. Определить среднюю скорость реакции  $2CO + O_2 = 2CO_2$  по веществу O<sub>2</sub>.

Решение.  $v = -\frac{\Delta C}{\Delta \tau}$ , т.е. определяется по убыли концентрации  $O_2$

за время 4с. Через 4с израсходуется  $O_2$  в 2 раза меньше, чем образовалось  $CO_2$  (пропорционально коэффициентам в уравнении реакций).

Следовательно, убыль  $O_2$  составит 0,4 моль в объеме 10 л, т.е.

$$\Delta C = -0,4 \text{ моль/л и } v = \frac{0,4}{4} = 0,1 \text{ л/моль}\cdot\text{с.}$$

Чем меньше  $\Delta \tau$ , тем ближе величина скорости к ее значению в данный момент, т.е. к истинной скорости или мгновенной скорости ( $v_{\text{мгн}}$ ), которая определяется как первая производная от концентрации во времени:

$$v_{\text{мгн}} = \pm \frac{dC}{d\tau}. \quad (2)$$

Реакции бывают простые (одностадийные) и сложные (многостадийные), то есть состоящие из нескольких простых стадий. Уравнение сложной реакции характеризует лишь итоговое соотношение между числом и видом молекул исходных веществ и конечных продуктов.

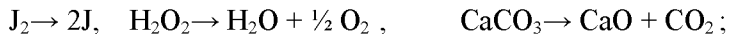
Химические реакции подвергают кинетической классификации по признаку молекулярности и по порядку реакции.

Молекулярность реакции определяется минимальным числом молекул, одновременно участвующих в элементарном акте химического взаимодействия. Это число равно сумме стехиометрических коэффициентов перед молекулами веществ в левой части уравнения реакции.

Реакции бывают:

– мономолекулярные, в которых происходит разложение одного вида молекул. В общем виде они могут быть представлены уравнением

$A \rightarrow$  продукты реакции, например:

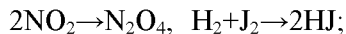


– бимолекулярные, в которых взаимодействуют две однородные или различные молекулы:



или

$A+B \rightarrow$  продукты реакции, например:



– тримолекулярные:

$A+B+C \rightarrow$  продукты реакции,

$2A+B \rightarrow$  продукты реакции,

$A+2B \rightarrow$  продукты реакции, например:



Тримолекулярные реакции редки. Четырехмолекулярные реакции обычно протекают через ряд стадий. Скорости у этих стадий разные. Общая скорость химической реакции определяется самой медленной (лимитирующей) стадией.

Молекулярность реакций зависит от механизма реакции.

Механизм химической реакции – последовательность протекающих простейших (элементарных) стадий образования короткоживущих промежуточных частиц (интермедиатов) реакции.

Скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ и условий протекания реакции – концентрации реагирующих веществ, температуры, давления (для газовых систем), присутствия катализатора, облучения светом и т.д.

Зависимость скорости от концентрации исходных веществ выражается законом действующих масс (ЗДМ):

$$v = - \frac{dC}{\Delta \tau} = k C_A^m C_B^n. \quad (3)$$

Уравнение (3) – кинетическое уравнение реакции:  $mA + nB = C$ .

Скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, называемых порядком реакции по этим веществам. Коэффициент пропорциональности  $k$  называется константой скорости химической реакции. Порядок реакции по веществам устанавливается опытным путем. Общий порядок

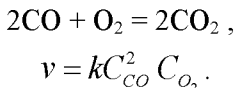
реакции определяется по виду кинетического уравнения реакции. Он равен сумме показателей степеней в этом уравнении.

Так, реакция  $A+2B = AB_2$  является реакцией третьего порядка ( $m_A+n_B = 1+2 = 3$ ).

Химические реакции бывают нулевого (скорость постоянна во времени,  $v = \text{const}$ ), первого, второго и третьего порядков.

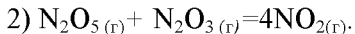
Если уравнение реакции отображает истинный механизм реакции, то порядок реакции совпадает с ее молекулярностью и для них ЗДМ формулируется следующим образом.

Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, соответствующих коэффициентам уравнения данной реакции. Например,



Общий порядок сложных реакций, как и их скорость, определяется самой медленной (лимитирующей) стадией.

Реакция  $2\text{N}_2\text{O}_5(\text{r}) = 4\text{NO}_2(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r})$  протекает в две стадии:



Первая стадия протекает более медленно и является реакцией первого порядка, поэтому основная реакция (разложение  $\text{N}_2\text{O}_5$ ) является тоже реакцией первого порядка, хотя относится к бимолекулярной реакции.

**Пример 2.** Константа скорости реакции второго порядка  $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$  равна  $0,6 \text{ л моль}^{-1} \text{ с}^{-1}$ . Исходные концентрации  $C_{\text{H}_2} = 0,5$  моль/л и  $C_{\text{Cl}_2} = 0,4$  моль/л. Определите начальную скорость ( $v_1$ ) и скорость через некоторое время ( $v_2$ ), когда концентрация хлороводорода будет равна  $0,2$  моль/л ( $C_{\text{HCl}} = 0,2$  моль/л).

*Решение.* Скорость данной реакции подчиняется кинетическому уравнению  $v_1 = kC_{H_2} C_{Cl_2}$ , поэтому начальная скорость  $v_1 = 0,6 \cdot 0,5 \cdot 0,4 = 0,12$  моль/л. Когда образуется 0,2 моль/л HCl, концентрации  $C_{H_2}$  и  $C_{Cl_2}$  уменьшатся на 0,1 моль/л каждая (пропорционально коэффициентам уравнения реакции) и будут равны

$$C_{H_2} = 0,5 - 0,1 = 0,4 \text{ моль/л,}$$

$$C_{Cl_2} = 0,4 - 0,1 = 0,3 \text{ моль/л.}$$

А скорость станет равной  $v_2 = 0,6 \cdot 0,4 \cdot 0,3 = 0,072$  моль/л.

Зависимость скорости химической реакции от температуры приблизительно определяется правилом Вант-Гоффа. При изменении температуры на каждые  $10^0$  скорость изменяется в  $\gamma$  раз:

$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}, \quad (4)$$

где  $\gamma$  – температурный коэффициент скорости данной реакции. Для многих реакций он лежит в пределах от 2 до 4.

**Пример 3.** Как изменится скорость химической реакции третьего порядка  $A_{(г)} + 2B_{(г)} = AB_{2(г)}$  при увеличении давления в системе в 4 раза и одновременном понижении температуры с 398К до 298К? Температурный коэффициент скорости равен 2.

*Решение.* Определим, как изменится скорость реакции при уменьшении температуры. По правилу Вант-Гоффа:

$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}; \quad 2^{\frac{398 - 348}{10}} = 2^5 = 32.$$

Скорость уменьшится в 32 раза.

Определим, как изменится скорость реакции при увеличении давления в системе в 4 раза.

Увеличение давления в системе происходит при сжатии, т.е. при уменьшении объема системы, что приводит к увеличению concentra-

ции реагирующих веществ. Зависимость скорости от концентрации описывается кинетическим уравнением реакции, т.е. ЗДМ:

$$v_1 = kC_A C_B^2 - \text{это скорость реакции до увеличения давления,}$$

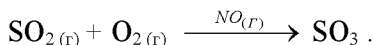
$$v_2 = k4C_A (4C_B)^2 = 64kC_A C_B^2,$$

$$\frac{v_2}{v_1} = 64, \text{ т.е. скорость увеличится в 64 раза.}$$

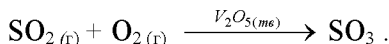
Общий эффект изменения скорости  $64:32=2$ . Скорость увеличится в 2 раза.

Одним из наиболее распространенных в химической практике методов ускорения химических реакций является применение катализаторов - веществ, участвующих в промежуточных стадиях более быстрых, чем основная реакция, идущая без катализатора. Катализаторы не входят в состав продуктов реакции. Ускорение химических реакций при помощи катализаторов называется катализом.

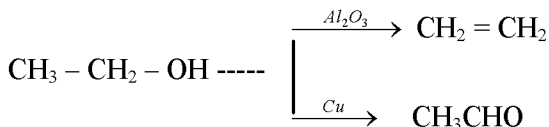
Если катализатор и реагенты находятся в одной фазе (газ или жидкость) и процесс протекает в ее объеме, то это гомогенный катализ. Например,



Если катализатор и реагенты находятся в разных фазах и процесс протекает на поверхности их раздела, то это гетерогенный катализ. Например,



Катализаторы всегда меняют механизм реакций. Действие катализаторов избирательно:



Если необходимо замедлить нежелательную реакцию, в систему вводят ингибиторы, которые в отличие от катализаторов не сохраняют свой химический состав.



## Методы определения скорости реакции

Скорость гомогенной реакции  $v$  - изменение молярной концентрации  $C$  реагента или продукта реакции в единицу времени  $\tau$  (2).

В общем случае скорость реакции меняется со временем. Чтобы получить мгновенную скорость реакции в данный момент времени, проводят касательную к графику зависимости концентрации от времени. Тангенс ее наклона и будет скоростью в данный момент времени.

Вместо мгновенной скорости можно измерять среднюю скорость реакции на определенном участке времени  $\Delta\tau$ :

$$v = - \frac{\Delta C}{\Delta \tau}, \quad (5)$$

где  $\Delta C$  – изменение молярной концентрации реагирующего вещества (реагента) за промежуток времени  $\Delta\tau$  или

$$v = + \frac{\Delta C}{\Delta \tau}, \quad (6)$$

где  $\Delta C$  – изменение молярной концентрации продукта за промежуток времени  $\Delta\tau$ .

Следить за концентрацией вещества по ходу реакции можно с помощью разных методов. Для определения концентрации применяют метод титрования или методы физико-химического исследования (фотометрию, спектроскопию, потенциометрию и т. д.). Фотометрическое измерение концентрации растворов применимо для исследования скорости химических реакций в тех случаях, когда смесь реагирующих веществ окрашена иначе, чем смесь продуктов реакции.

### Сущность объемного анализа. Общие понятия о методе титрования

Метод титрования относится к объемному анализу. В объемном анализе основной операцией является измерение объемов двух взаимодействующих растворов, один из которых содержит анализируемое вещество, а концентрация второго заранее известна. Расчеты базируются на использовании закона эквивалентов с использованием нор-

мальных концентраций ( $C_n$ ) и объемов ( $V$ ) реагирующих растворов. При определении неизвестной концентрации анализируемого раствора исходят из основного положения объемного анализа: объемы двух растворов, полностью реагирующих между собой, обратно пропорциональны нормальным концентрациям этих растворов:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{C_{H_2}}{C_{H_1}} \quad (7)$$

Титрование заключается в постепенном прибавлении раствора известной концентрации (его называют рабочим) к точно отмеренному объему анализируемого раствора до достижения эквивалентности между веществами в растворах. Химические реакции, используемые в методе титрования, должны протекать быстро и практически до конца. Конец титрования определяется по внешнему эффекту, для чего используются индикаторы, которые изменяют окраску в зависимости от состава среды. Объемы растворов в объемном анализе измеряют при помощи мерной посуды (пипетки, мерные колбы, мерные цилиндры, бюретки и др.).

Бюретки представляют собой стеклянные трубки с зауженным концом, к которому при помощи отрезка резиновой трубки присоединяют стеклянную трубку с оттянутым концом. В качестве затвора в резиновую трубку вставляют плотно входящий стеклянный шарик. Если слегка оттянуть резиновую трубку в том месте, где помещается шарик, то образуется зазор, через который вытекает жидкость из бюретки. Бюретка градуирована, причем нулевое деление находится вверху бюретки. Перед началом титрования нужно установить уровень жидкости на нулевом делении бюретки.

### **УКАЗАНИЯ ПО ПРОВЕДЕНИЮ ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЫ**

Цель работы: определение средней скорости химической реакции и изучение ее зависимости от концентрации реагирующих веществ и влияния катализатора.

В данной работе изучается зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ и влияния катализатора на скорость изучаемого процесса на примере реакции взаимодействия между персульфатом аммония и йодоводородной кислотой:



Эта реакция является окислительно-восстановительной, поэтому она протекает во времени и за изменением ее скорости можно наблюдать. Скорость данной реакции оценивается по количеству йода, выделившегося за определенный промежуток реакции. Количественное определение концентрации йода ведется методом титрования. В качестве рабочего раствора используется 0,01 нормальный раствор тиосульфата натрия. Реакция протекает по уравнению



Индикатором служит крахмал, который с образовавшимся йодом дает синее окрашивание. Титрование заканчивается при исчезновении синей окраски раствора, т.е. когда весь свободный йод прореагирует с тиосульфатом натрия. Титрование следует проводить быстро, так как в течение 10 минут реакция окисления йодоводородной кислоты не заканчивается, йод продолжает выделяться и во время титрования и после его окончания, на что указывает повторное окрашивание раствора в синий цвет через некоторое время. Поэтому чем меньше времени прошло до возвращения окраски, тем точнее выполнено титрование.

В работе проводится три опыта. В первом опыте определяется скорость реакции при заданных концентрациях реагирующих веществ. Во втором опыте концентрация персульфата аммония уменьшается в 2 раза, а концентрация йодоводородной кислоты остается неизменной. Сравнение скоростей в опытах 1 и 2 позволяет сделать вывод о зависимости скорости химической реакции от концентрации. В третьем опыте концентрация реагирующих веществ не изменяется, но вводится дополнительно катализатор сульфат меди (II). Сравнение скоростей

в опытах 2 и 3 даст возможность сделать вывод о влиянии катализатора на скорость химической реакции.

Для определения скорости необходимо знать:

$V_{I_2}$  – объем раствора йода, мл;

$C_{H,Na_2S_2O_3}$  – нормальную концентрацию раствора тиосульфата

натрия, моль/л;

$\tau$  – время, в течение которого выделяется йод, мин.

**Пример.** Слили 10 мл раствора пересульфата аммония и 15 мл раствора йодоводородной кислоты. Через 5 минут выделившийся йод оттитровали 0,01 нормальным раствором тиосульфата натрия. Объем раствора тиосульфата натрия, израсходованный на титрование, оказался равен 12 мл. Определите среднюю скорость реакции.

*Решение.* Скорость химической реакции можно измерить по изменению молярной концентрации образующегося в результате реакции вещества в единицу времени (формула 6), для данной реакции

$$v = + \frac{\Delta C_{I_2}}{\Delta \tau},$$

так как начальная концентрация  $C_{I_2} = 0$ , а время отсчитывается с начала реакции, т.е.  $\tau_1 = 0$ . Объем раствора йода  $V_{I_2}$  будет равен сумме объемов смешиваемых растворов  $V_{I_2} = 10 + 15 = 25$  мл;  $V_{Na_2S_2O_3} = 12$  мл;

$C_{H,Na_2S_2O_3} = 0,01$  моль/л;  $\tau = 5$  мин;  $\mathcal{E}_{I_2} = 127$  г/моль;  $M_{I_2} = 254$  г/моль.

$C_{H,Na_2S_2O_3} = 0,01$  моль/л;  $\tau = 5$  мин;  $\mathcal{E}_{I_2} = 127$  г/моль;  $M_{I_2} = 254$  г/моль.

Исходя из соотношения (7) получаем

$$\frac{V_{I_2}}{V_{Na_2S_2O_3}} = \frac{C_{H,Na_2S_2O_3}}{C_{H,I_2}}$$

и находим нормальную концентрацию раствора йода

$$C_{\text{H,I}_2} = \frac{V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} \cdot C_{\text{H,N}_2\text{aS}_2\text{O}_3}}{V_{\text{I}_2}} = \frac{12 \cdot 0,01}{25} = 0,048 \text{ моль/л.}$$

Эквивалентная масса йода в 2 раза меньше его молярной массы, поэтому молярная концентрация в 2 раза меньше нормальной концентрации одного и того же раствора йода:

$$C_{\text{I}_2} = \frac{C_{\text{H,I}_2}}{2} = 0,0048/2 = 0,0024 \text{ моль/л.}$$

Тогда

$$v = \frac{C_{\text{I}_2}}{\tau} = 0,0024/5 \text{ моль/(л. мин).}$$

### Ход работы

#### Опыт 1

1. Налейте с помощью мерного цилиндра 20 мл раствора HI в коническую колбу.
2. Отмерьте мерным цилиндром 30 мл раствора персульфата аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ .
3. Заметив время, быстро влейте раствор персульфата аммония из мерного цилиндра в колбу с раствором HI.
4. Содержимое колбы хорошо перемешайте и оставьте на 10 мин.
5. Подготовьте бюретку с раствором  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  для титрования.
6. Точно через 10 мин добавьте в колбу несколько капель раствора крахмала и сразу же титруйте раствором  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  до обесцвечивания раствора в колбе.
7. Запишите объем раствора  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , пошедший на титрование ( $V_1$ ).
8. Рассчитайте скорость  $v_1$  данной реакции (см. пример).

#### Опыт 2

1. Налейте с помощью мерного цилиндра 20 мл раствора HI в коническую колбу.
2. Отмерьте мерным цилиндром и добавьте в колбу 15 мл дистиллированной воды.
3. Отмерьте мерным цилиндром 15 мл раствора  $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ .

4. Заметив время, быстро влейте раствор персульфата аммония из мерного цилиндра в колбу с раствором HI .
5. Содержимое колбы хорошо перемешайте и оставьте на 10 мин.
6. Подготовьте бюретку с раствором  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  для титрования.
7. Точно через 10 мин добавьте в колбу несколько капель раствора крахмала и сразу же титруйте раствором  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  до обесцвечивания раствора в колбе.
8. Запишите объем раствора  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , пошедший на титрование ( $V_2$ ).
9. Рассчитайте скорость  $v_2$  данной реакции.

### Опыт 3

1. Налейте с помощью мерного цилиндра 20 мл раствора HI в коническую колбу.
2. Отмерьте мерным цилиндром и добавьте в колбу 15 мл раствора  $\text{CuSO}_4$ .
3. Отмерьте мерным цилиндром 15 мл раствора  $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$  .
4. Заметив время, быстро влейте раствор персульфата аммония из мерного цилиндра в колбу с раствором HI.
5. Содержимое колбы хорошо перемешайте и оставьте на 10 мин.
6. Подготовьте бюретку с раствором  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  для титрования.
7. Точно через 10 мин добавьте в колбу несколько капель раствора крахмала и сразу же титруйте раствором  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  до обесцвечивания раствора в колбе.
8. Запишите объем раствора  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , пошедший на титрование ( $V_3$ ).
9. Рассчитайте скорость  $v_3$  данной реакции.

### Отчет

При оформлении отчёта напишите название лабораторной работы, ее цель и уравнения реакций 1 и 2., а также данные всех трех опытов, которые можно оформить по образцу 1 или 2.

### Образец 1

Опыт 1

20 мл HI  
30 мл  $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$

---

$$V_{\text{I}_2} = 50 \text{ мл}$$

$$\tau = 10 \text{ мин}$$

Результат титрования  $V_{1, \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} =$

Скорость  $v_1 =$

Опыт 2

20 мл HI  
15 мл  $\text{H}_2\text{O}$   
15 мл  $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$

---

$$V_{\text{I}_2} = 50 \text{ мл}$$

$$\tau = 10 \text{ мин}$$

Результат титрования  $V_{2, \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} =$

Скорость  $v_2 =$

Опыт 3

20 мл HI  
15 мл  $\text{CuSO}_4$   
15 мл  $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$

---

$$V_{\text{I}_2} = 50 \text{ мл}$$

$$\tau = 10 \text{ мин}$$

Результат титрования  $V_{3, \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} =$

Скорость  $v_3 =$

## Образец 2

### Результаты работы

№ опыта	Объем растворов ( $V$ ), мл					Время протекания реакции $\tau$ , мин	Объем раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ $V$ , мл	Скорость реакции $v$ , моль/л.мин
	III	$(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{CuSO}_4$	общий			
1	20	30	–	–	50	10		
2	20	15	15	–	50	10		
3	20	15	–	15	50	10		

Рассчитайте соотношения скоростей (до 0,1)

$$\frac{v_1}{v_2} = \quad \text{и} \quad \frac{v_3}{v_2} =$$

и сделайте 2 вывода.

В первом выводе укажите, какие опыты сравниваете, концентрация какого вещества и как была изменена, как при этом изменилась скорость химической реакции.

Во втором выводе укажите, какие опыты сравниваете, чем они отличаются друг от друга, какое влияние на скорость реакции оказывает сульфат меди(II).

### ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

1. Константа скорости реакции  $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} = 2\text{HI}_{(\text{г})}$  при  $500^\circ\text{C}$  равна 0,16, исходные концентрации веществ были  $C_{\text{H}_2} = 0,04$  моль/л и



$C_{\text{Cl}_2} = 0,05$  моль/л. Вычислите начальную скорость реакции и ее скорость, когда  $C_{\text{H}_2}$  стала равной 0,03 моль/л.

2. Как изменится скорость реакции при изменении температуры с  $500^\circ\text{C}$  до  $300^\circ\text{C}$ , если температурный коэффициент скорости  $\gamma=3$ ?

3. Как изменится скорость реакции  $\text{CO}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} \rightarrow \text{COCl}_2$ , если концентрацию  $\text{CO}$  повысить с 0,2 моль/л до 0,6 моль/л, а концентрацию  $\text{Cl}_2$  уменьшить с 0,2 моль/л до 0,1 моль/л?

4. Через 30 мин после начала реакции  $4\text{PH}_3 = 6\text{H}_2 + \text{P}_4$  в сосуде объемом 5 л образовалось 6 г водорода. Определить среднюю скорость этой реакции по водороду.

5. Скорость гомогенной реакции третьего порядка  $2\text{NO} + 2\text{H}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$  подчиняется кинетическому уравнению  $v = kC_{\text{NO}}^2C_{\text{H}_2}$ . Определите константу скорости, если при концентрациях оксида азота(II) 0,4 моль/л и водорода 4 моль/л скорость реакции равна 0,128 моль  $\text{л}^{-1}$   $\text{мин}^{-1}$ .

6. При 500К скорость разложения оксида азота(IV)  $2\text{NO}_2 = 2\text{NO} + \text{O}_2$  в начальный момент времени равна 2 моль  $\text{л}^{-1}$   $\text{мин}^{-1}$ . Какова будет скорость этой реакции через некоторое время, когда при той же температуре образуется 0,5 моль/л кислорода? Константа скорости при 500К равна 0,5 моль  $\text{л}^{-1}$   $\text{мин}^{-1}$ .

7. Константа скорости реакции  $A + 2B = AB_2$  равна  $2 \cdot 10^{-3}$  л/моль. с. Какова скорость  $v_1$  указанной реакции в начальный момент, если концентрация вещества  $A$  равна концентрации вещества  $B$  и составляет 0,4 моль/л? Какова будет скорость  $v_2$  этой реакции через некоторое время  $t$ , если к этому моменту образуется 0,1 моль/л вещества  $AB_2$ ?

8. При повышении температуры на  $10^\circ\text{C}$  скорость некоторой реакции увеличивается в 2 раза. Во сколько раз увеличится скорость этой реакции при повышении температуры на 50 и  $100^\circ\text{C}$ ?

9. В сосуде объемом 10 л смешали 3,2 г паров серы и 6,4 г кислорода. Во сколько раз скорость химической реакции второго порядка  $S_{(г)} + O_2 = SO_2$  в исходный момент времени будет отличаться от скорости той же реакции в момент, когда прореагирует 10% паров серы?

10. В сосуд объемом 2 л поместили 72 г  $N_2O_4$  и 4 г  $H_2$ . Определите скорость реакции  $N_2O_4 + 2 H_2 = N_2 + 2H_2O_2$  в начальный момент времени. Константа скорости реакции равна  $1,2 \cdot 10^{-4}$  л моль<sup>-1</sup> с<sup>-1</sup>.

11. Как изменится скорость реакции  $2NO_{(г)} + O_{2(г)} = 2NO_{2(г)}$  при увеличении давления в системе в 3 раза и одновременном понижении температуры на 30°. Температурный коэффициент реакции равен 2,5.

12. Чему равна константа скорости  $A_{(г)} + B_{(г)} = AB_{(г)}$ , если при концентрациях веществ  $A$  и  $B$ , равных соответственно в моль/л 0,05 и 0,01, скорость реакции равна 0,0005 моль/л. с?

13. Во сколько раз следует увеличить концентрацию оксида углерода (II) в реакции  $2CO_{(г)} = CO_{2(г)} + C_{(тв)}$ , чтобы скорость реакции увеличилась в 4 раза?

14. Во сколько раз изменится скорость реакции  $2A_{(г)} + B_{(г)} = A_2B_{(г)}$ , если концентрацию вещества  $A$  увеличить в 2 раза, а концентрацию вещества  $B$  уменьшить в 2 раза?

15. Две реакции протекают при 25°C с одинаковой скоростью. Температурный коэффициент скорости первой реакции равен 2,0, второй – 2,5. Найдите отношение скоростей этих реакций при 95°C.

16. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при увеличении температуры на 30°C скорость реакции возрастает в 15,6 раза?

17. Скорость реакции  $N_2O_2 + 2 H_2 = N_2 + 2H_2O_2$  при концентрациях  $C_{N_2O_2} = 2$  моль/л и  $C_{H_2} = 3$  моль/л равна 0,24 моль л<sup>-1</sup> с<sup>-1</sup>. Затем в тех же условиях изменили концентрации веществ  $N_2O_2$  и  $H_2$ , причем известно, что добавили 2 моль/л  $N_2O_2$ . Как изменили концентрацию  $H_2$ , если скорость стала равна 0,32 моль л<sup>-1</sup> с<sup>-1</sup>.

18. Найдите значение константы скорости реакции  $A_{(г)} + B_{(г)} = AB_{(г)}$ , если при концентрациях веществ  $A$  и  $B$ , равных соответственно 0,05 и 0,01 моль/л, скорость реакции равна 0,0005 моль/л. с.

19. В системе  $CO_{(г)} + Cl_{2(г)} = COCl_{2(г)}$  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?

20. Реакция между веществами  $A$  и  $B$  выражается уравнением  $A + 2B = C$ . Начальные концентрации составляют  $C_A = 0,03$  моль/л,  $C_B = 0,05$  моль/л, константа скорости равна 0,4. Найдите начальную скорость реакции  $v_1$  и скорость реакции  $v_2$  по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества  $A$  уменьшится на 0,01 моль/л.

21. Как изменится скорость реакции  $H_{2(г)} + Cl_{2(г)} = 2HCl_{(г)}$ , если увеличить давление в системе в 2 раза?

22. Во сколько раз изменится скорость реакции третьего порядка  $2A_{(г)} + B_{(г)} = A_2B_{(г)}$ , если концентрацию вещества  $A$  увеличить в 2 раза, а концентрацию вещества  $B$  уменьшить в 2 раза?

23. Как изменится скорость прямой реакции  $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ , если при постоянной температуре увеличить давление в 3 раза?

24. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при увеличении температуры на  $30^\circ$  скорость возрастает в 27 раз?

25. Через 20 мин после сливания 20 мл раствора  $HI$  и 20 мл раствора  $(NH_4)_2S_2O_8$  средняя скорость образования йода равнялась  $5 \cdot 10^{-3}$  моль  $л^{-1}$   $мин^{-1}$ . На титрование выделившегося за это время йода израсходовано 10 мл раствора  $Na_2S_2O_3$ . Определите молярную концентрацию раствора  $Na_2S_2O_3$ .

26. В некоторый момент от начала реакции второго порядка  $CO + H_2O = CO_2 + H_2$  концентрации веществ были равны (моль/л):  $C_{CO} = 0,5$ ;  $C_{H_2O} = 0,6$ ;  $C_{CO_2} = 0,4$  и  $C_{H_2} = 0,2$ . Вычислите концентрации всех веществ в момент, когда от указанной концентрации  $H_2O$  прореагировало 60%.

27. Вычислите температурный коэффициент реакции  $\gamma$ , если константа скорости ее при  $120^\circ\text{C}$  равна  $5,88 \cdot 10^{-4}$ , а при  $170^\circ\text{C}$  равна  $6,7 \cdot 10^{-2}$ .

28. Скорость реакции второго порядка  $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$  при концентрациях (моль/л):  $C_{\text{H}_2} = 2$  и  $C_{\text{I}_2} = 3$  равна  $0,24$  моль  $\text{л}^{-1} \text{с}^{-1}$ . Затем в тех же условиях добавили 2 моль/л  $\text{H}_2$  и некоторое количество  $\text{I}_2$ . Скорость при этом стала равна  $0,32$  моль  $\text{л}^{-1} \text{с}^{-1}$ . Как изменится концентрация раствора йода?

29. Порядок реакции  $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$  равен ее молекулярности. Исходные концентрации веществ  $\text{NO}$  и  $\text{O}_2$  соответственно равны (моль/л): 0,5 и 0,3. Константа скорости равна 0,2. В момент, когда прореагировало 50% кислорода, концентрацию  $\text{NO}$  увеличили в 2 раза. Как изменилась скорость в этот момент по сравнению с начальной скоростью?

### **Студентам следует знать:**

1. Определение терминов: скорость химической реакции, средняя и мгновенная скорость гомогенной химической реакции; константа скорости химической реакции; кинетическое уравнение; молекулярность и порядок химической реакции; простая реакция; сложная реакция; лимитирующая стадия; катализатор; катализ, ингибитор.

2. Закон действующих масс.

3. Правило Вант-Гоффа.

### **Студент должен уметь:**

1. Рассчитать изменение концентрации и скорости химической реакции во времени при известных константе скорости и порядке реакции.

2. Рассчитать изменение скорости химической реакции при изменении температуры, или давления, или концентрации реагирующего вещества.

3. Предсказать зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.

**Студент должен овладеть методикой определения скорости химической реакции.**

## БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Коровин, Н.В. Общая химия [Текст]/ Н.В. Коровин – М.: Высшая школа, 1999. – 559с.
2. Глинка, Н.Л. Общая химия [Текст]/ Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2000. – 720с.
3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии [Текст]/ Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2001. – 240с.
4. Коровин, Н.В. Задачи и упражнения по общей химии [Текст]/ Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 2003. – 254 с.

*Учебное издание*

## **СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ**

*Методические указания к лабораторной работе*

Составители: ***Расщепкина Наталья Афанасьевна,  
Костина Валентина Игнатьевна***

Редактор Т.К. Кретинина  
Компьютерная доверстка А.В. Ярославцева

Подписано в печать 18.06.2012. Формат 60х84 1/16.  
Бумага офсетная. Печать офсетная. Печ. л. 1,5.  
Тираж 100 экз. Заказ . Арт. – М19/2012.

Самарский государственный аэрокосмический университет.  
443086, Самара, Московское шоссе, 34.

---

Изд-во Самарского государственного аэрокосмического университета.  
443086, Самара, Московское шоссе, 34.

