

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ  
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего профессионального образования  
«КУЗБАССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ  
ИМЕНИ Т. Ф. ГОРБАЧЁВА »

Кафедра химии и технологии неорганических веществ

## **КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ**

Методические указания к лабораторной работе по дисциплинам  
«Химия» и «Общая и неорганическая химия» для студентов  
инженерно-технических специальностей и направлений  
очной и заочной форм обучения

Составители В. В. Ченская  
Е. В. Цалко

Утверждены на заседании кафедры  
Протокол № 5 от 02.02.2012  
Рекомендованы к печати  
учебно-методической комиссией  
направления 240100  
Протокол № 12 от 06.02.2012  
Электронная копия находится  
в библиотеке КузГТУ

Кемерово 2012

## 1. ЦЕЛЬ РАБОТЫ

Изучить зависимость скорости химической реакции от различных факторов, равновесие обратимых реакций и условия его смещения.

## 2. ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ

Скорость любой химической реакции зависит от условий, в которых она протекает: от концентрации реагентов (или их парциального давления, если это газы), температуры, наличия катализатора или излучения и т. д. Одни реакции протекают практически мгновенно (например, нейтрализация кислоты основанием), другие при обычных условиях идут настолько медленно, что заметные изменения концентраций реагентов наблюдаются лишь через несколько лет (например, взаимодействие водорода с кислородом с образованием воды в отсутствие катализатора). При этом существует множество реакций, протекающих с вполне измеримыми скоростями в обычных условиях. **Химическая кинетика** – раздел химии, который занимается определением скоростей химических реакций и изучением их механизма.

*Под скоростью химической реакции понимают изменение концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени.* Это может быть или одно из исходных веществ, концентрация которого в ходе реакции уменьшается, или один из образующихся продуктов реакции, концентрация которого с течением времени возрастает.

Если обозначить концентрацию через  $c$ , а время через  $\tau$ , то изменение концентрации  $\Delta c = c_2 - c_1$  в данный промежуток времени  $\Delta \tau = \tau_2 - \tau_1$  определяет среднюю скорость реакции:

$$v = \pm \frac{c_2 - c_1}{\tau_2 - \tau_1} = \pm \frac{\Delta c}{\Delta \tau}.$$

Средняя скорость реакции неодинакова в интервале времени  $\tau$ . Поэтому в кинетике чаще используют понятие *истинной скорости реакции* – ничтожно малое изменение концентрации веществ

ва, отнесённое к бесконечно малому промежутку времени:

$$v = \pm \frac{dc}{d\tau}.$$

Скорость реакции всегда положительна, но отношение  $\frac{c_2 - c_1}{\tau_2 - \tau_1}$  и производная  $\frac{dc}{d\tau}$  могут быть положительными или отрицательными в зависимости от того, какую концентрацию определяют – исходного вещества (она уменьшается, поэтому ставят знак минус) или продуктов реакции (она увеличивается, поэтому необходим знак плюс).

Зависимость скорости реакции от концентрации веществ в химической кинетике выражается **законом действующих масс**, согласно которому, *скорость химической реакции при постоянной температуре в каждый момент времени пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степени, равной стехиометрическому коэффициенту данного вещества в уравнении реакции.*

Каждому типу реакции соответствует определённая зависимость её скорости от концентрации.

Для химической реакции  $aA + bB = cC + dD$  скорость  $v$  равна произведению

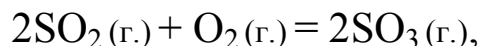
$$v = k \cdot c_A^a \cdot c_B^b,$$

где  $c_A$  и  $c_B$  – концентрации исходных веществ А и В, моль/л; а и b – стехиометрические коэффициенты; k – константа скорости реакции.

Математическое выражение зависимости скорости реакции от концентраций реагирующих веществ называют *кинетическим уравнением реакции.*

При  $c_A = c_B = 1$  справедливо равенство  $v = k$ , т. е. *константа скорости реакции численно равна скорости реакции при концентрациях реагирующих веществ, равных единице.* Константа скорости зависит от природы реагирующих веществ, температуры, катализатора и его концентрации, от среды, в которой протекает реакция, *но не зависит от концентраций реагентов.* Константа скорости реакции является важной характеристикой каждого химического процесса.

**Пример 1.** Во сколько раз изменятся скорости прямой и обратной реакций в системе:



если объём газовой смеси уменьшить в три раза? В каком направлении сместится равновесие системы?

*Решение.* Обозначим концентрации реагирующих веществ:  $[\text{SO}_2] = a$ ,  $[\text{O}_2] = b$ ,  $[\text{SO}_3] = c$ . Согласно закону действующих масс, скорости  $v$  прямой и обратной реакций до изменения объёма:

$$v_{\text{пр.}} = k_{\text{пр.}} \cdot a^2 \cdot b; \quad v_{\text{обр.}} = k_{\text{обр.}} \cdot c^2.$$

После уменьшения объёма гомогенной системы в три раза концентрация каждого из реагирующих веществ увеличится в три раза:  $[\text{SO}_2] = 3a$ ,  $[\text{O}_2] = 3b$ ;  $[\text{SO}_3] = 3c$ . При новых концентрациях скорости  $v'$  прямой и обратной реакций:

$$v'_{\text{пр.}} = k_{\text{пр.}} \cdot (3a)^2 \cdot (3b) = 27k_{\text{пр.}} \cdot a^2 \cdot b; \quad v'_{\text{обр.}} = k_{\text{обр.}} \cdot (3c)^2 = 9k_{\text{обр.}} \cdot c^2.$$

Отсюда

$$\frac{v'_{\text{пр.}}}{v_{\text{пр.}}} = \frac{27k_{\text{пр.}} \cdot a^2 b}{k_{\text{пр.}} \cdot a^2 b} = 27; \quad \frac{v'_{\text{обр.}}}{v_{\text{обр.}}} = \frac{9k_{\text{обр.}} \cdot c^2}{k_{\text{обр.}} \cdot c^2} = 9.$$

Следовательно, скорость прямой реакции увеличится в 27 раз, а обратной – только в 9 раз. Равновесие системы сместится в направлении образования  $\text{SO}_3$ .

Зависимость скорости химической реакции от температуры выражается эмпирическим **правилом Вант-Гоффа**: *при повышении температуры на каждые  $10^\circ$  скорость большинства реакций, увеличивается в 2–4 раза:*

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

где  $v_1$  – скорость реакции при температуре  $T_1$ ;  $v_2$  – скорость реакции при температуре  $T_2$ ;  $\gamma$  – температурный коэффициент скорости (для большинства реакций равен 2–4).

Это правило применимо для реакций, протекающих при сравнительно невысоких температурах. Для более широкого интервала температур используют уравнение Аррениуса:

$$k = Z \cdot e^{\frac{-E_a}{RT}},$$

где  $k$  – константа скорости реакции;  $E_a$  – энергия активации, кДж/моль;  $R$  – универсальная газовая постоянная, кДж/(моль·К);  $T$  – абсолютная температура, К;  $Z$  – число столкновений.

**Пример 2.** Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры от 30 до 70 °С, если температурный коэффициент скорости равен 2.

*Решение.* Используем эмпирическое правило Вант-Гоффа:

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

$$v_{70} = v_{30} \cdot 2^{\frac{70-30}{10}} = v_{30} \cdot 2^4 = 16v_{30}.$$

Следовательно, скорость реакции  $v_{T_2}$  при температуре 70 °С больше скорости реакции  $v_{T_1}$  при температуре 30 °С в 16 раз.

Увеличение скорости реакции с повышением температуры нельзя объяснить только увеличением числа столкновений между молекулами реагирующих веществ. Аррениус впервые высказал предположение, что в химическое взаимодействие вступают только активные молекулы, составляющие часть общего числа молекул.

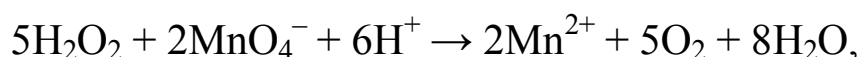
**Энергия активации** – то избыточное количество энергии, по сравнению со средней величиной, которой должна обладать молекула в момент столкновения, чтобы быть способной к химическому взаимодействию. Для химических реакций значения энергии активации колеблются от 50 до 400 кДж/моль. Молекулы, обладающие такой энергией, считаются активными. Эта энергия тратится на ослабление или разрушение внутренних свя-

зей реагирующих молекул, без чего невозможна перегруппировка атомов, ведущая к образованию молекул продуктов реакции. Кроме того, необходима затрата энергии на сближение молекул. Таким образом, энергия активации является энергетическим барьером химической реакции, а потому, чем меньше энергия активации, тем больше число активных молекул, а, следовательно, выше скорость химической реакции.

Энергию активации нельзя измерить непосредственно, например, калориметрическим методом, поскольку в активном состоянии молекулы существуют доли секунды. Для определения энергии активации используют уравнение Аррениуса. Это уравнение прямой линии, построенной в координатах  $(\ln(k) - 1/T)$ , не проходящей через начало координат.

**Катализ.** Изменение скорости химической реакции под влиянием катализатора называют *катализом*.

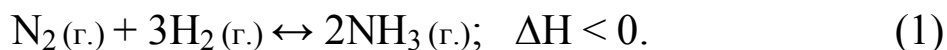
*Катализаторы* – вещества, участвуя в процессе, изменяют скорость химической реакции, но остаются неизменными по количеству и химическому составу. Различают два вида катализа: гомогенный и гетерогенный. При *гомогенном* катализе и реагирующие вещества, и катализатор находятся в одной фазе (жидкой или газообразной). Одним из видов гомогенного катализа является *автокатализ*. В этом случае катализатором является один из продуктов реакции. Например, окисление пероксида водорода перманганат-ионами протекает медленно:



но ионы  $\text{Mn}^{2+}$  ускоряют эту реакцию по мере их накопления. Если необходимо ускорить реакцию с самого начала, то в реакционную среду следует ввести некоторое количество соли марганца (II). При *гетерогенном* катализе реагирующие вещества и катализатор находятся в разных фазах, т. е. между ними существует поверхность раздела.

Механизм действия катализатора в большинстве случаев сводится к снижению энергии активации. Катализатор одинаково изменяет энергию активации прямого и обратного процессов.

**Химическое равновесие.** Сущность любой химической реакции состоит в том, что исходные вещества в результате взаимодействия превращаются в продукты реакции. Большинство химических реакций являются обратимыми, т. е. протекают как в прямом направлении (слева направо), так и в обратном (справа налево), например, реакция синтеза аммиака:



Состояние системы, при котором скорости прямой и обратной реакций равны, называют *химическим равновесием*. В равновесной системе присутствуют все компоненты, причём их концентрации при отсутствии внешних воздействий не изменяются.

Количественно любое химическое равновесие можно охарактеризовать **константой химического равновесия** (K), которая представляет собой *отношение произведения равновесных концентраций (парциальных давлений) продуктов реакции к произведению равновесных концентраций (парциальных давлений) исходных веществ, возведённых в соответствующие степени, равные стехиометрическим коэффициентам*. Например, для реакции  $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$ :

$$K = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b},$$

Константа химического равновесия зависит от температуры, но не зависит от концентраций (парциальных давлений) компонентов. В случае гетерогенных реакций в выражение константы равновесия не входят концентрации или давления, относящиеся к твёрдым веществам, так как их значения при постоянной температуре не изменяются. Константа равновесия связана с изменением стандартной энергии Гиббса химической реакции  $\Delta G^\circ_{298}$  уравнением:

$$\Delta G^\circ_{298} = -RT \cdot \ln K.$$

По значению константы можно судить о направлении процесса при исходном соотношении концентраций реагирующих веществ и о максимально возможном выходе продукта реакции.

Химическое равновесие в системе при постоянных условиях (концентрации, температуре, давлении) может сохраняться как угодно долго. При изменении какого-либо параметра равновесие нарушается, и изменения будут происходить до тех пор, пока вновь не установится состояние равновесия, отвечающее новым условиям. Влияние различных факторов на состояние химического равновесия качественно описывается **принципом Ле Шателье**, сформулированным в 1884 году:

*Если система, находящаяся в равновесии, подвергается внешнему воздействию, то равновесие смещается в том направлении, которое способствует ослаблению этого воздействия.*

Так, согласно принципу Ле Шателье, введение в равновесную систему дополнительных количеств какого-либо реагента вызывает смещение равновесия в том направлении, при котором концентрация этого вещества уменьшается. Например, введение дополнительного количества азота в синтезе аммиака (реакция 1), вызовет смещение равновесия в сторону прямой реакции, при этом выход аммиака увеличится. Наоборот, уменьшение концентрации азота приведёт к смещению равновесия в сторону обратной реакции – разложению аммиака.

Изменение давления влияет на состояние равновесия в тех случаях, когда реакция сопровождается изменением объёма системы. В соответствии с принципом Ле Шателье, повышение давления смещает химическое равновесие в сторону реакции, идущей с уменьшением объёма газообразных веществ. В случае синтеза аммиака (реакция 1) прямая реакция протекает с уменьшением количества газообразных веществ (из трёх моль водорода и одного моль азота образуется два моль аммиака). Поэтому увеличение внешнего давления приведёт к смещению равновесия в сторону прямой реакции.

Согласно принципу Ле Шателье, повышение температуры вызывает смещение равновесия в направлении того процесса, течение которого сопровождается поглощением теплоты, т. е. в сторону эндотермической реакции. В рассмотренном примере (реакция 1) прямой процесс образования аммиака происходит с выделением теплоты, поэтому повышение температуры сместит равновесие в сторону обратной реакции, и выход аммиака уменьшится.



Из сказанного следует, что применение принципа Ле Шателье к обратимым химическим реакциям позволяет управлять химическими процессами, осуществляемыми как в лабораториях, так и на производстве.

### 3. ПРИБОРЫ И РЕАКТИВЫ

Оборудование: секундомер, термометр, пробирки, микрошпатели, фарфоровая ступка.

Реактивы: хлорид натрия (крист.), карбонат кальция (мел), цинк (гранулы), железо (стружки, гвозди), медь (стружки, проволока), диоксид марганца (крист).

Растворы: тиосульфат натрия (1н.), тиоцианат натрия (0,0025н., 2н., насыщ.), хлорид железа (III) (0,0025н., 2н., насыщ.), сульфат меди (II) (1н.), соляная кислота (2н., конц.), серная кислота (2н.), уксусная кислота (2н.), пероксид водорода (10%-й), гидроксид натрия (конц.).

### 4. ПОРЯДОК ВЫПОЛНЕНИЯ РАБОТЫ

#### Опыт 1. Влияние природы реагирующих веществ на скорость реакции

##### *а) Взаимодействие карбоната кальция с кислотами*

**Выполнение работы.** В одну пробирку внесите 10 капель 2н. раствора соляной кислоты, а в другую – столько же 2н. раствора уксусной кислоты. Выберите два небольших примерно одинаковых по величине кусочка мела и опустите их в пробирки. Какой газ выделяется? В какой пробирке процесс идёт энергичнее?

**Запись данных опыта.** Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций. От концентрации каких ионов зависит скорость выделения газа? В растворе какой кислоты концентрация этих ионов больше? Какая кислота химически активнее?

##### *б) Взаимодействие металлов с соляной кислотой*

**Выполнение работы.** В три пробирки внесите по 10 капель 2н. раствора соляной кислоты. Поместите в одну из них кусочек

цинка, в другую – железные стружки, в третью – медную проволоку. Какой газ выделяется в пробирках с цинком и железом? В какой из них процесс идёт энергичнее? Почему отсутствуют признаки взаимодействия в пробирке с медью?

**Запись данных опыта.** Составьте уравнения протекающих реакций, укажите окислитель и восстановитель. Расположите испытанные металлы в ряд по уменьшению химической активности, сравните с их положением в ряду активности металлов.

## Опыт 2. Взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой

*а) Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость гомогенной реакции*

Взаимодействие водного раствора тиосульфата натрия с серной кислотой протекает по уравнению:



Появление опалесценции (помутнения) в растворе от выделившейся свободной серы является признаком окончания реакции.

**Выполнение работы.** Приготовьте одинаковые объёмы растворов тиосульфата натрия различной концентрации, для чего в три сухие пробирки внесите: в первую 5 капель 1н. раствора тиосульфата натрия и 10 капель воды, во вторую – 10 капель 1н. раствора тиосульфата натрия и 5 капель воды, в третью – 15 капель 1н. раствора тиосульфата натрия. Первую и вторую пробирки осторожно встряхните. Таким образом, относительная концентрация  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  будет: в первой пробирке 1с, во второй – 2с, в третьей – 3с.

В первую пробирку добавьте одну каплю 2н. раствора серной кислоты. Пробирку встряхните и включите секундомер, измерьте время от момента добавления кислоты до появления в растворе заметного помутнения. Аналогично проведите опыт с пробирками № 2 и 3.

**Запись данных опыта.** Данные опыта занесите в таблицу. Начертите график зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. На оси абсцисс отложите относитель-

ные концентрации тиосульфата натрия (с), на оси ординат – соответствующие им скорости ( $\frac{1}{\tau}$ ). Составьте кинетическое уравнение реакции. Сделайте вывод о влиянии концентрации реагирующих веществ на скорость реакции.

№ пробирки	Число капель				Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Время реакции, $\tau$ , с	Скорость реакции $\frac{1}{\tau}$ , $\text{с}^{-1}$
	раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$\text{H}_2\text{O}$	раствора $\text{H}_2\text{SO}_4$	общее			
1	5	10	1	16	1с		
2	10	5	1	16	2с		
3	15	0	1	16	3с		

*б) Зависимость скорости реакции от температуры*

**Выполнение работы.** В две пробирки внесите по 5 капель 1н. раствора тиосульфата натрия и 10 капель воды. В одну из них добавьте 1 каплю 2н. раствора серной кислоты и, включив секундомер, измерьте время от момента добавления кислоты до появления в растворе заметного помутнения. Содержимое второй пробирки слегка нагрейте на пламени спиртовки на 10–20 °С выше комнатной температуры и проведите аналогичный опыт. Сравните время реакции. Где быстрее появилось помутнение?

**Запись данных опыта.** Данные опыта занесите в таблицу.

№ пробирки	Температура опыта, $T$ , °С	Время реакции, $\tau$ , с	Скорость реакции $\frac{1}{\tau}$ , $\text{с}^{-1}$	Температурный коэффициент, $\gamma$
1				
2				

Используя опытные данные и математическое выражение правила Вант-Гоффа, вычислите значение температурного коэффициента данной реакции. Сделайте вывод о влиянии температуры на скорость реакции.

### Опыт 3. Влияние величины поверхности раздела реагирующих веществ на скорость реакции в гетерогенной системе

#### *а) Растворение карбоната кальция в соляной кислоте*

**Выполнение работы.** Возьмите два небольших примерно одинаковых кусочка мела. Один из них разотрите в фарфоровой ступке в порошок. Полученный порошок поместите в пробирку. Второй кусочек мела целиком опустите в другую пробирку. В обе одновременно добавьте одинаковое количество (10–20 капель) концентрированной соляной кислоты (плотностью 1,19 г/см<sup>3</sup>). Отметьте время полного растворения мела в каждом случае.

**Запись данных опыта.** Напишите уравнение соответствующей реакции. Почему скорость растворения мела различна?

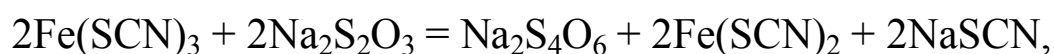
### Опыт 4. Влияние катализатора на скорость реакции

#### *а) Каталитическое восстановление железа (III)*

**Выполнение работы.** В две пробирки внесите по 10 капель 2н. раствора тиоцианата натрия и 1 капле 2н. раствора хлорида железа (III). Что наблюдаете? В одну из пробирок добавьте 1 каплю 1н. раствора сульфата меди (II). В обе пробирки внесите по 10 капель 1н. раствора тиосульфата натрия. Наблюдайте различную скорость обесцвечивания растворов, которое происходит вследствие восстановления железа (III) до железа (II) тиосульфатом натрия.

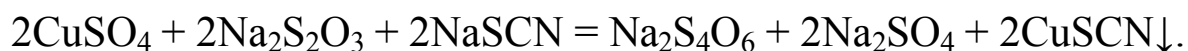
**Запись данных опыта.** Отметьте все наблюдаемые явления. Что является катализатором в данном опыте? Напишите уравнение реакции взаимодействия хлорида железа (III) с тиоцианатом натрия, в результате которого образуется тиоцианат железа (III) Fe(SCN)<sub>3</sub> красного цвета.

В реакции восстановления железа (III) в железо (II) тиосульфатом натрия, протекающей по уравнению:



образуется бесцветный тиоцианат железа (II) Fe(SCN)<sub>2</sub>. Появление в одной из пробирок белого осадка тиоцианата меди (I) обу-

словлено протеканием побочной реакции восстановления ионов меди (II) тиосульфатом натрия:



*б) Каталитическое разложение пероксида водорода*

**Выполнение работы.** В две пробирки внесите по 10 капель 10%-го раствора пероксида водорода. Отметьте, что в обычных условиях заметного разложения пероксида водорода не наблюдается. В одну пробирку добавьте несколько крупинок кристаллического диоксида марганца, а в другую – 2 капли концентрированного раствора гидроксида натрия. Наблюдайте энергичное разложение пероксида водорода в обеих пробирках. Какой газ выделяется?

**Запись данных опыта.** Напишите уравнение реакции разложения пероксида водорода. Какие вещества являются катализаторами в данном опыте? В каком случае катализ гетерогенный, в каком – гомогенный?

**Опыт 5. Влияние концентрации реагирующих веществ на смещение равновесия**

**Выполнение работы.** В четыре пробирки внесите по 5–7 капель 0,0025н. растворов хлорида железа (III) и тиоцианата натрия. Растворы размешайте стеклянной палочкой. Одну пробирку с полученным раствором сохраните в качестве контрольной. В остальные добавьте следующие реактивы: в первую – 1 каплю насыщенного раствора хлорида железа (III), во вторую – 1 каплю насыщенного раствора тиоцианата натрия, в третью – несколько кристалликов хлорида натрия. Сравните интенсивность окраски растворов с интенсивностью окраски контрольного раствора.

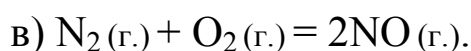
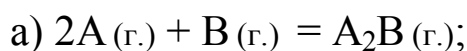
**Запись данных опыта.** Составьте уравнение обратимой реакции взаимодействия хлорида железа (III) с тиоцианатом натрия и напишите выражение константы равновесия. Ответьте на вопросы:

1. Какие вещества находятся в исследуемом растворе при равновесии?

2. Какое вещество придаёт раствору красную окраску?
3. Как изменяется интенсивность окраски раствора, и в каком направлении смещается равновесие данной системы при добавлении: а) хлорида железа (III); б) тиоцианата натрия; в) хлорида натрия?
4. Как изменится при этом в каждом случае концентрация компонентов равновесной системы?

## КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Напишите кинетические уравнения для реакций:



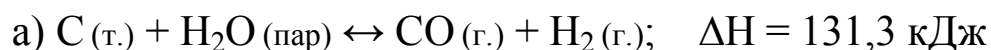
Как изменится скорость реакций а) и в) при увеличении концентраций исходных веществ в два раза?

2. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции, если при повышении температуры от 10 до 50 °С скорость реакции увеличилась в 16 раз.

3. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 2. Во сколько раз увеличится скорость данной реакции при повышении температуры на 30 °С?

4. На сколько градусов следует повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 81 раз, если температурный коэффициент скорости равен 3?

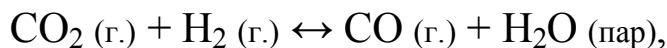
5. В каком направлении сместится равновесие следующих обратимых реакций:





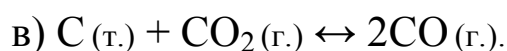
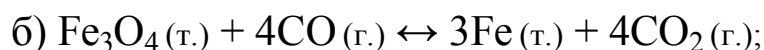
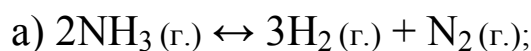
при понижении температуры; при повышении давления?

6. Определите константу равновесия реакции:



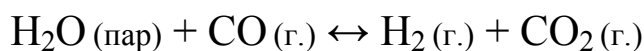
если при температуре 500 °С равновесная смесь содержит (% об.):  
CO<sub>2</sub> – 4; H<sub>2</sub> – 64; H<sub>2</sub>O – 16; CO – 16.

7. Напишите выражения констант равновесия для реакций:



Действием каких факторов можно сместить равновесие указанных реакций вправо?

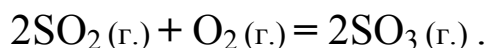
8. Определите значение  $\Delta G^\circ_{298}$  и константу химического равновесия  $K$  при 25 °С для системы:



9. В каком направлении сместится равновесие, если повысить температуру, давление и увеличить концентрацию одного из исходных веществ в системах:



Запишите выражения констант равновесия для приведённых систем.

**10. Реакция протекает по уравнению**

Как следует изменить давление в системе, чтобы скорость реакции увеличилась в 8 раз?

**ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ**

При выполнении лабораторной работы необходимо соблюдать общие правила работы в химической лаборатории, изложенные в инструкции по технике безопасности.

Не допускайте попадания химических реактивов на кожу и одежду. Особое внимание следует уделить работе с водным раствором соляной кислоты, который независимо от концентрации является опасным, и попадание его на кожу или в глаза может привести к ожогам.

Рабочее место всегда содержите в чистоте и порядке, не загромождайте его посторонними предметами.

**СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ****Основная литература**

1. Глинка, Н. Л. Общая химия / под ред. А. И. Ермакова. – М. : Интеграл-Пресс, 2008. – 728 с.
2. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М. : Интеграл-Пресс, 2008. – 258 с.

**Дополнительная литература**

3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия. – М. : Высш. шк., 2005. – 743 с.
4. Коровин, Н. В. Общая химия. – М. : Высш. шк., 2005. – 557 с.



Составители  
Валентина Васильевна Ченская  
Елена Викторовна Цалко

КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ.  
ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Методические указания к лабораторной работе по дисциплинам  
«Химия» и «Общая и неорганическая химия» для студентов  
инженерно-технических специальностей и направлений  
очной и заочной форм обучения

Печатается в авторской редакции

Рецензент К. В. Мезенцев

Подписано в печать 19.03.2012. Формат 60×84/16.  
Бумага офсетная. Отпечатано на ризографе.  
Уч.-изд. л. 0,8. Тираж 100 экз. Заказ  
КузГТУ. 650000, Кемерово, ул. Весенняя, 28.  
Типография КузГТУ. 650000, Кемерово, ул. Д. Бедного, 4а.