

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ**

**«ДОНСКОЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

**(ДГТУ)**

КАФЕДРА «Химия»

**Скорость в гомогенных и гетерогенных реакциях**

**Практикум**

по выполнению лабораторной работы № 5

по дисциплине

«Химия»

Ростов-на-Дону

2024 г

Составители: к.х.н., доцент Новикова А.А., к.х.н., доцент Таутиева М.А.

Практикум по выполнению лабораторной работы по дисциплине «Химия». ДГТУ, г. Ростов-на-Дону, 2024 г.

В практикуме кратко изложены теоретические вопросы, необходимые для успешного выполнения лабораторной работы, рабочее задание и контрольные вопросы для самопроверки.

Предназначено для обучающихся по направлению подготовки (код, название):

090302 Информационные системы и технологии

150301 Машиностроение

230302 Наземные транспортно–технологические комплексы

Ответственный за выпуск:

Зав. кафедрой (руководитель структурного подразделения, ответственного за реализацию ОПОП) \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

 Ф.И.О.

© Издательский центр ДГТУ, 2024 г.

**Введение**

Химическая кинетика – это один из важнейших разделов химии, изучающий скорость и механизм химических реакций.

Основная задача химической кинетики – это управление химическим процессом с целью обеспечения наибольшей скорости реакции и максимально высокого выхода конечного продукта.

**Теоретическая часть**

**Химическая кинетика** – это раздел химии, изучающий скорость протекания химических реакций и факторы, влияющие на нее.

Различают реакции, протекающие в гомогенных и гетерогенных системах: это так называемые гомогенные и гетерогенные реакции.

**Гомогенной системой** называется система, состоящая из одной фазы. **Гетерогенной** называется система, состоящая из нескольких фаз.

**Фаза** – это часть системы, отделенная от других ее частей поверхностью раздела, при переходе через которую свойства меняются скачком. Фаза – более общее понятие, чем вещество, так как может содержать несколько веществ.

**Если химическая реакция протекает в гомогенной системе, то она идет во всем объеме этой системы**. Типичными примерами таких реакций являются реакции, протекающие в растворах

AgNO3 (р-р) + NaCl (р-р) = AgCl (к)↓ + NaNO3 (р-р).

H2SO4 (р-р) + Na2S2O3 (р-р) = Na2SO4 (р-р) + S (к)↓+ SO2 (г)↑+ H2O (ж),

2KMnO4 (р-р) + Na2SO3 (р-р) + 2KOH (р-р) = 2K2MnO4 (р-р)+Na2SO4 (р-р)+H2O (ж)

**Химические реакции, протекающие в гетерогенных системах, идут только на поверхности раздела фаз**.

Zn (к) + HCl (р-р) = ZnCl2 (р-р) + H2 (г)↑,

Cu (к) + 2H2SO4 (р-р)= CuSO4 (р-р) + SO2 (г)↑ + 2H2O (ж),

Ag (к) + 2HNO3 (р-р) = AgNO3 (р-р) + NO2 (г)↑ + H2O (ж)

Учитывая отличия протекания гомогенных и гетерогенных химических реакций, можно предположить, что и понятие скорости для каждой из них имеет свои особенности.

**Скоростью гомогенной химической реакции** называют количество вещества, вступающего в реакцию или образующегося в результате реакции за единицу времени в единице объема:

 $v\_{гом}=\frac{∆n}{V∆t}$ , (1)

где $v\_{гом}$ – скорость гомогенной химической реакции;

∆n – число молей (количество) вещества, вступившего в реакцию или образовавшегося в ходе реакции;

V – объем реакционного сосуда;

∆t – время протекания реакции.

Так как концентрация вещества может быть определена количеством молей в единице объема, т.е.

$C=\frac{n}{V}$ , (2)

где С – концентрация, то

$\frac{Δn}{V}=∆C$ (3)

где ∆С – изменение концентрации. Подставляя (3) в (1), получаем

$v\_{гом}=\pm \frac{ΔC}{Δt}$ , (4)

Знак (+) ставится в том случае, если следят за изменением концентрации продуктов реакции, которая в ходе реакции увеличивается; (-) – когда следят за изменением концентрации исходных веществ, которая в ходе реакции уменьшается.

Представив (4) в дифференциальной форме с учетом убывания концентрации реагирующих веществ в ходе химической реакции, получим, что скорость гомогенной химической реакции есть изменение (убывание) концентрации реагирующих веществ в единицу времени:

$v\_{гом}=-\frac{dc}{dt}$ , (5)

**Скоростью гетерогенной химической** реакции называют количество вещества, вступающего в реакцию или образующегося в результате реакции за единицу времени на единице поверхности фазы:

$v\_{гет}=\frac{∆n}{V∆t}$ , (6)

где $v\_{гет}$ - скорость гетерогенной химической реакции;

 S – площадь поверхности контактирующих в ходе реакции фаз;

 ∆n и ∆t – то же, что и в (1).

В дифференциальной форме:

$v\_{гет}=-\frac{dn}{dt}∙\frac{1}{S}$ , (5)

Из уравнения (5) следует, что скорость гетерогенной химической реакции имеет единицу измерения [моль м-2∙с-1]. Гетерогенные химические реакции являются сложными, многостадийными процессами. В ходе гетерогенной реакции можно выделить три характерные стадии.

 1. Подвод реагирующих веществ к поверхности раздела фаз.

 2. Химическая реакция на поверхности раздела фаз.

 3. Отвод продуктов реакции из реакционной зоны.

Скорость суммарного гетерогенного процесса определяется наиболее медленной (лимитирующей) стадией.

Если наиболее медленно протекающими являются первая или третья стадии, связанные с переносом вещества, то скорость такого процесса определяется конвекцией (переносом массы газа или жидкости) или диффузией (самопроизвольным выравниванием концентраций) и практически не зависит от скорости протекания самой химической реакции. При усилении конвекции скорость возрастает. Так, реакция горения угля протекает тем быстрее, чем интенсивнее подается к углю кислород

C (тв) + O2 (г) = CO2 (г).

При отсутствии конвекционного потока процесс может лимитироваться диффузией. Толщина диффузионного слоя уменьшается при перемешивании.

Интенсивное перемешивание увеличивает скорость общего процесса. Например, растворение солей в водных растворах кислот

MgCO3 (тв) + 2 HNO3 (ж) = Mg(NO3)2 (р-р) + H2O (ж) + CO2 (г).

Если скорость переноса веществ больше, чем скорость химического превращения, т.е. наиболее медленной стадией является вторая стадия, то скорость протекания всего процесса определяется собственно химической реакцией и можно применить закон действующих масс.

При этом надо иметь в виду, что реакция протекает на поверхности раздела фаз, поэтому общая скорость химической реакции будет зависеть от концентрации жидкого или газообразного вещества, а также от площади соприкосновения фаз. Концентрация твердого вещества не входит в выражение для скорости реакции.

При измельчении твердого вещества скорость реакции будет возрастать из-за увеличения площади поверхности. Например, скорость реакции

CaCO3 (тв) + 2HCl (р-р) = CaCl2 (р-р) + H2O (ж) + CO2 (г)

зависит от концентрации соляной кислоты и площади поверхности раздела фаз. Скорость реакции порошкообразного карбоната кальция с кислотой выше скорости взаимодействия мраморной крошки с кислотой из-за увеличения площади контакта.

**Факторы, влияющие на скорость химических реакций:**

**1. Влияние концентрации веществ.** Для протекания химической реакции необходимо соударение реагирующих частиц межу собой. Поэтому при увеличении концентрации веществ возрастает вероятность их столкновения, а, следовательно, увеличивается скорость химической реакции.

Количественная зависимость скорости реакции от концентрации описывается **законом действующих масс**: «Скорость прямой реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степени их стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции”.

Так, для условной реакции aA + bB = cC + dD скорость прямой реакции $v\_{прям}=k\_{1}\left[A\right]^{a}\left[B\right]^{b}$, а скорость обратной реакции $v\_{обр}=k\_{2}\left[C\right]^{c}\left[D\right]^{d}$, где [A], [B], [C] и [D] – концентрации веществ; a, b, c и d – коэффициенты в уравнении реакции; k1 и k2 – константы скорости реакций.

Константа скорости прямой реакции k1 численно равна скорости реакции при концентрациях реагирующих веществ, равных единице. Она не зависит от концентраций веществ, а зависит от их природы и температуры. В случае протекания гетерогенных реакций в кинетическом уравнении будут учитываться концентрации только тех веществ, которые находятся в жидком или газообразном состоянии.

В кинетическое уравнение гетерогенных реакций не входят концентрации веществ в твердом состоянии, такие вещества реагируют лишь с поверхности и, следовательно, их концентрация сохраняется постоянной. Так, в реакции:

S (к) + Н2 (г) = Н2S (г),

соударения могут происходить только на поверхности раздела фаз. В этом случае в выражение скорости реакции будет входить только поверхностная концентрация [H2]*s*:

$v=k\left[H\_{2}\right]\_{s}$, (6)

Определять поверхностную концентрацию вещества довольно трудно. На практике часто скорость гетерогенной реакции вычисляют, используя вместо поверхностной концентрации объемную концентрацию: $v=k\left[H\_{2}\right]$.

**2. Природа реагирующих веществ.** Химические реакции протекают, когда происходит, соударение реагирующих частиц. Однако не каждое соударение приводит к образованию нового химического соединения. Для того, чтобы произошло химическое превращение, необходимо, чтобы частицы реагирующих веществ обладали энергией, достаточной на разрыв старых связей и образования новых. Избыточная энергия, которой должны обладать молекулы, чтобы при их столкновении образовалось новое соединение, называется энергией активации. Каждой химической реакции соответствует своя энергия активации, ее значение определяется природой реагирующих веществ. Чем меньше ее величина, тем быстрее протекает химическое превращение, и наоборот.

**3. Влияние температуры.** При увеличении температуры энергия молекул увеличивается, т.е. возрастает число молекул, энергия которых равна или превышает энергию активации реакции. Такие молекулы называются активными. Следовательно, с ростом температуры увеличивается скорость химической реакции.

Количественная связь температуры и скорости химической реакции описывается **правилом Вант-Гоффа**: при изменении температуры на каждые десять градусов скорость химической реакции изменяется в 2 – 4 раза. Это правило выражается следующим соотношением:

$v\_{2}=v\_{1}γ^{\frac{\left(t\_{2}^{°}-t\_{1}^{°}\right)}{10}}$ , (7)

где *v*1 - скорость реакции при начальной температуре t1ᵒ,

*v*2 – скорость реакции при конечной температуре t2ᵒ,

γ – температурный коэффициент реакции.

**4. Влияние катализатора.** Катализатор – это вещество, которое влияет на скорость химической реакции, но само при этом не расходуется. Катализаторы, ускоряющие химические процессы, называются положительными. В присутствии катализатора реакции протекают по новому пути с меньшей энергией активации, что и приводит к увеличению скорости химической реакции. Процесс с участием катализатора называются катализом. Катализ может быть гомогенным и гетерогенным.

**Инструкция по технике безопасности при выполнении лабораторной работы**

При работе в химической лаборатории необходимо придерживаться следующих правил:

1. Предварительно прочитать соответствующие разделы учебника, записи лекций и познакомится с содержанием лабораторной работы.

2. Внимательно следить за ходом опыта и замечать все изменения.

3. Если нет указания о дозировки реактивов для данного опыта, то брать их надо в возможном меньшем количестве (экономия материалов и времени, затрачиваемого на операцию).

4. Излишек реактива не высыпать и не выливать обратно в сосуд, из которого он был взят.

5. Не уносить приборы, аппараты, реактивы общего пользования на свое рабочее место. Не путать пробки от капельных пипеток и реактивных склянок.

6. Все опыты с ядовитыми и неприятно пахнущими веществами проводить в вытяжном шкафу.

7. С первых дней приучить себя работать аккуратно, внимательно, без торопливости.

8. Содержать своё рабочее место в чистоте: грязь нередко бывает причиной искажения результатов. Приборы и посуду мыть тотчас после окончания опыта, не откладывая до окончания всей работы. Если пролита вода или реактивы, быстро вытереть стол, но будьте осторожны, чтобы не повредить руки и одежду. Разбитое стекло, куски бумаги, испорченные сухие реактивы и т. д. не оставлять на столах, а выбросить в специальный бак, ни в коем случае не в водопроводную раковину.

9. Не загромождать стол ненужными в данный момент предметами, приборами, книгами. Личные вещи убирайте в ящик лабораторного стола.

10. Соблюдайте в лаборатории тишину.

11. По окончании работы вылить и сдать лаборанту приборы и посуду, привести в порядок рабочее место.

12. Обязательно вести запись проведённых лабораторных работ. Пока выполненный опыт не записан, не переходить к следующему.

**Цель работы:**

Изучить зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ, от температуры, от влияния поверхности соприкосновения веществ

**Рабочее задание**

1. Изучить теоретический материал по теме лабораторной работы
2. Ознакомиться с методикой проведения лабораторных опытов
3. Ознакомиться с правилами техники безопасности в химической лаборатории
4. Выполнить экспериментальную часть лабораторной работы
5. Написать и предоставить преподавателю отчет по лабораторной работе
6. Ответить на вопросы преподавателя при защите лабораторной работы.

**Общие положения**

1. *Подготовка к выполнению лабораторной работы*

Домашняя подготовка студента к выполнению лабораторной работы включает следующие этапы:

⎯ Студент должен по учебникам (учебному пособию) проработать соответствующий теоретический материал, имеющий непосредственное отношение к теме лабораторной работы. Это нужно для осмысленного выполнения опытов. Краткие теоретические основы работы есть в «Лабораторном практикуме».

⎯ Студент должен ознакомиться с методикой выполнения эксперимента по «Лабораторному практикуму». Студент знакомится с целью работы, необходимым оборудованием и материалами для работы, а также с ходом выполнения лабораторных работ.

⎯ Студент описывает методику выполнения работы в своем лабораторном журнале (в тетради для лабораторных работ).

1. *Выполнение лабораторной работы на занятии*

Студент должен ознакомиться с лабораторной работой на рабочем месте (техникой безопасности, оборудованием, материалами и т.п.).

Только после получения у преподавателя допуска к выполнению лабораторной работы студент может приступать к работе.

В соответствии с «Лабораторным практикумом» выполнить всю практическую работу.

По полученным данным студенты производят расчеты (если необходимо), записывают наблюдения, строят графики и делают выводы. В конце занятия студенты получают у преподавателя письменное подтверждение, что работа выполнена верно. Для этого преподаватель расписывается в лабораторной тетради: пишет «выполнено», ставит дату и подпись. В случае получения неправильных результатов, работу надо переделать, т.е. выполнить повторно.

1. *Оформление лабораторной работы*

В большинстве случаев это домашний этап работы. В лабораторном журнале студент оформляет работу: заполняет отчеты по проведенным экспериментам. В отчетах должна быть представлена следующая информация: тема работы; цель работы; материалы и оборудование; результаты выполнения работы: наблюдения; ответы на контрольные вопросы; при необходимости начерчены графики функций; по целям работы должны быть сформулированы выводы.

Если время позволяет, то оформить работу можно на занятии (после выполнения лабораторной работы и подтверждения преподавателем правильности полученных результатов). Если студент по какой-либо причине не успевает это сделать на занятии, то оформляет работу дома.

1. *Защита лабораторной работы*

Под защитой лабораторной работы подразумевается:

⎯ Представление преподавателю своего лабораторного журнала (тетради) с полностью оформленной работой и проверка её преподавателем.

⎯ Ответы на контрольные вопросы по теории и методике эксперимента, которые приводятся в «Лабораторном практикуме».

⎯ Сдать работу преподавателю (т.е. защитить её на оценку) можно на этом же занятии. Но если оформление работы громоздкое или большая часть времени ушла на выполнение работы, то чаще всего защита выполненной лабораторной работы проводится на следующем занятии.

Преподаватель в конце занятия выдает каждому студенту индивидуальных задачи, решение которых студент представляет преподавателю на следующем занятии. Правильное решение задач оценивается определенной суммой баллов и засчитывается преподавателем как защита выполненной лабораторной работы.

Студенты, не защитившие лабораторные работы в срок и не набравшие необходимой суммы баллов, защищают все выполненные лабораторные работы на занятии, выделенном как защита блока лабораторных работ. Студенты, уже защитившие часть лабораторных работ, защищают последнюю из выполненных работ. Защита выполненных лабораторных работ допускается не более двух раз и оценивается при этом минимальным количеством баллов. Лабораторный практикум считается выполненным, если студент отработал и защитил все лабораторные работы, набрав при этом минимально необходимую сумму баллов.

Для оценки результатов лабораторной работы используются следующие критерии:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Критерий | Показатель | Вес |
| 1. Выполнение лабораторной работы | - освоение типовой методики проведения лабораторной работы, с использованием необходимого оборудования, включая подготовку образцов | 0,15 |
| 2. Подготовка отчета по лабораторной работе | - краткое теоретическое описание физических основ используемого метода, включающее, описание компоновки и принципа работы оборудования,схемы работы оборудования и этапы проведения обработки образцов,- достоверность полученных данных,- правильность статистической обработки массива экспериментальных данных- наглядность представления полученных результатов (табличное, графическое, аналитическое)- логичность, обоснованность сделанных в работе выводов | 0,35 |
| 3. Защита лабораторной работы  | - правильность и полнота ответов, их обоснованность- анализ недостатков и достоинств использованного метода исследования | 0,35 |
| 4. Соблюдение требований по оформлению отчета | - правильное оформление текста отчета, грамотность и культура изложения- правильность оформления графического материала с указанием единиц измерения величин | 0,15 |

**Материально-техническое обеспечение работы**

Химическая лаборатория: лабораторные столы, лабораторные стулья, вытяжной шкаф, меловая доска;

лабораторная посуда: химические стаканы на 100 мл 4 шт, мерный цилиндр на 25 мл 2 шт, пробирки 4 шт, химический стакан 500 мл 1 шт;

 химические; реактивы: Zn (гранулы, порошок), Мg (порошок, стружка), 0,1 н Na2S2O3, 0,1 н H2SO4, 0,1 н HCl, фенолфталеин, дист вода;

химическое оборудование: секундомер, электрическая печь, водяная баня, термометр

**Порядок выполнения работы**

**Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ**

Эту зависимость изучают на примере реакции:

Na2S2O3 + H2SO4 = H2S2O3 + Na2SO4;

H2S2O3 = SO2­ + S¯ + H2O,

которая идёт с образованием нерастворимой в воде мелкодисперсной серы

(коллоидный раствор), вызывающей опалесценцию раствора (светорассеяние). По времени появления опалесценции можно судить о скорости химической реакции.

В 4 стаканчика налейте разбавленный раствор Na2S2O3 : в первый – 5 мл, во второй – 10 мл, в третий – 15 мл и в четвёртый – 20 мл; затем добавьте в 1-й стаканчик 15 мл дистиллированной воды, во 2-й – 10 мл, в 3-й – 5 мл воды. В четыре пробирки отмерьте цилиндром по 5 мл разбавленной серной кислоты.

В четыре стаканчика с растворами тиосульфата вылейте из четырёх пробирок раствор серной кислоты. После сливания заметьте время появления опалесценции и внесите в таблицу.

Таблица 1. Зависимость скорости реакции от концентрации

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| № стакана | ОбъемNa2S2O3, мл | ОбъемH2O, мл | ОбъемH2SO4, мл | Время появления опалесценциив сек |
| 1 | 5 | 15 | 5 |  |
| 2 | 10 | 10 | 5 |  |
| 3 | 15 | 5 | 5 |  |
| 4 | 20 | 0 | 5 |  |

Начертите график зависимости скорости данной реакции от концентрации тиосульфата натрия. На оси абсцисс нанесите в определённом масштабе концентрации тиосульфата в мл, на оси ординат – величины, обратные времени появления опалесценции, где t – время в сек.

 Запишите вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ для данного опыта. Как согласуются ваши наблюдения с законом действующих масс?

**Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры.**

 Для опыта возьмите те же растворы, что и в опыте 1 (Na2S2O3 и H2SO4). Налейте в две пробирки по 5 мл тиосульфата, в другие две пробирки - по 5 мл серной кислоты и разделите их на две пары: по пробирке с H2SO4 и Na2S2O3 в каждой паре. Отметьте температуру раствора тиосульфата, опустив в него термометр, затем извлеките термометр и слейте растворы первой пары пробирок. Отметьте, через сколько секунд появится опалесценция. Вторую пару пробирок поместите в химический стакан с водой и нагрейте на 10° выше температуры первой пары пробирок. За температурой следите по термометру, опущенному в раствор тиосульфата натрия. Слейте содержимое пробирок и отметьте время протекания реакции (от начала реакции до появления опалесценции). Вычислите температурный коэффициент данной реакции, исходя из формулы Вант-Гоффа:

$v\_{2}=v\_{1}γ^{\frac{\left(t\_{2}^{°}-t\_{1}^{°}\right)}{10}}$ ,

где *v*1 - скорость реакции при начальной температуре t1ᵒ,

*v*2 – скорость реакции при конечной температуре t2ᵒ,

γ – температурный коэффициент реакции.

**Опыт 3. Влияние поверхности соприкосновения реагентов на скорость химической реакции.**

а) В 2 одинаковые пробирки налить по 5 мл воды и капнуть по 1 капле раствора фенолфталеина. В 1-ю пробирку поместить магниевую стружку, во 2-ю - порошок магния (лучше свеженапиленный). При необходимости (если порошок магния старый) нагреть обе пробирки.

В какой пробирке розовая окраска появляется раньше и интенсивность ее нарастает быстрее? Напишите уравнение реакции и кинетическое уравнение для скорости реакции.

б) В 2 одинаковые пробирки налить по 5 мл 0,1 н соляной кислоты. В первые пробирку поместите гранулу металлического цинка, во вторую порошок - порошок цинка. Сравните скорости гетерогенных реакций, где процесс растворения металла протекает быстрее. Напишите уравнение реакции и кинетическое уравнение для скорости реакции взаимодействия цинка с соляной кислотой.

**Контрольные вопросы**

1. Скорость гомогенной и гетерогенной химической реакции
2. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
3. Влияние концентрации на скорость химической реакции.
4. Влияние температуры на скорость химической реакции
5. В системе CO + Cl2 = COCl2 концентрацию СО увеличили от 0,03 до 0,12 моль⁄л, а концентрацию хлора – от 0,02 до 0,08 моль⁄л. Во сколько раз возросла скорость прямой реакции?
6. Как изменится скорость прямой реакции, если концентрацию оксида углерода (II) уменьшить в 4 раза?2СO + O2 = 2СO2.
7. Как изменятся скорости прямой и обратной реакций при увеличении объема каждой из систем в 3 раза: а) S(к) + О2 (г) = SO2 (г); б) 2SO2 + O2 = 2SO3.?
8. Как изменятся скорости прямой и обратной реакций при увеличении давления в каждой из этих систем в 3 раза:а) CH4 (г) +2O2 = CO2 (г) + 2H2O (пар); б)2ΝΟ2 = 2ΝΟ + Ο2 ?
9. При 200 0C некоторая реакция протекает за 20 минут. Принимая температурный коэффициент скорости реакции равным 2, рассчитать, через какое время закончится эта реакция, если проводить ее при: а) 230 0C; б) 150 0С?
10. На сколько градусов следует понизить температуру в реакционной смеси для уменьшения скорости реакции в 27 раз, если температурный коэффициент этой реакции равен 3?

**Перечень информационных ресурсов**

1. Глинка Н.Л. Общая химия: учебное пособие для вузов. Издательство: М.: Интеграл-Пресс, 2003. - 728 с.

2 Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для вузов. Издательство: Москва "Интеграл-Пресс", 2005. - 240 с.

3. Коровин Н.В. Общая химия: учебник для технических направлений и спец.вузов. Издательство: М.: Высшая школа, 1998.- 559 с.

**Приложения**

Приложение А

**Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева**

 