МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ**

**«ДОНСКОЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

**(ДГТУ)**

КАФЕДРА «Химия»

**Свойства s-металлов и их соединений**

**Практикум**

по выполнению лабораторной работы № 11

по дисциплине

«Химия»

Ростов-на-Дону

2024 г

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

ã Издательский центр ДГТУ, 2024 г.

**Введение**

В периодической таблице s-металлы находятся в IА и IIА-группах. Элементы IА-группы: литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs и франций Fr, называются щелочными металлами. Литий по своим свойствам отличается от остальных щелочных металлов и проявляет диагональное сходство с магнием. Элементы IIА-группы: бериллий Be, магний Mg, кальций Ca, стронций Sr, барий Ba и радий Ra, из них наибольшей сходством между собой обладают Ca, Sr, Ba и Ra, имеющее общее название щелочноземельные металлы. Бериллий резко выделяется из элементов IIА-группы и проявляет более значительное сходство с алюминием (диагональное сходство).

**Теоретическая часть**

Электронная конфигурация элементов IА-группы имеет вид ns1, характеризуются постоянной степенью окисления +1, IIА-группы – ns2, степень окисления - +2. Некоторые физические свойства этих элементов приведены в таблице1 (где rэф – эффективный радиус атома, t пл – температура плавления, t кип.- температуракипения, I ион.-энергия ионизации, ρ – плотность простого вещества, φº - стандартный электродный потенциал).

Щелочные металлы - исключительно реакционноспособные вещества. Уже на воздухе Li, Na, К тускнеют, окисляются, образуя рыхлые продукты, а цезий и рубидий воспламеняются. Поэтому в лаборатории их хранят в атмосфере инертного газа или в сухом керосине, или в обезвоженном масле. Литий легок и в керосине всплывает, поэтому применяют парафин. В значительных количества Li, Na, К хранят в герметичной железной таре, Rb и Сs в запаянных стеклянных ампулах. При повышении температуры все металлы сгорают с образованием ослепительного пламени.

С кислородом s-металлы взаимодействуют с образованием трех видов оксидов. При сгорании при атмосферном давлении литий и металлы II А группы образуют нормальные оксиды:

4Li + О2 = 2Li2O; 2Mg + O2 = 2MgO; 2Ca + O2 = 2CaO.

Натрий и металлы II А группы, соединяясь с кислородом, образуют пероксиды:

Ва + О2 = ВаО2; 2Na + O2 = Na2O2.

Степень окисления кислорода в пероксидах равна -1. Калий, рубидий и цезий дают супероксиды, содержащие молекулярный ион О-2.

К + О2 = КО2

Указанные оксиды разлагаются водой:

Li2O + Н2O= 2LiOН; Nа2O2+ 2Н2O = 2NаОН + Н2О2; 2КО2 + 2Н2О= 2КОН+ Н2O2 + О2.

При взаимодействии s-металлов, кроме магния и бериллия, с водородом образуются гидриды:

Са + Н2 = СаН2; 2Na + H2 =2NaH.

В гидридах элементов I А и II А групп (кроме Ве и Mg) содержится ион Н-. Они разлагаются водой с выделением водорода:

СаН2 + 2Н2О = Са(ОН)2 + 2Н2

В гидридах менее активных металлов – бериллия и магния связи преимущественно ковалентные.

В атмосфере хлора и фтора щелочные и щелочно-земельные металлы самовоспламеняются. С жидким бромом литий и натрий реагируют замедленно, остальные металлы – бурно, со взрывом. С йодом взаимодействие протекает менее энергично.

2Nа + F2 = 2NаF; 2Na + Сl2 = 2NаСl; 2К + Вr2 = 2КВr; Ca + Cl2 = CaCl2.

При непосредственном взаимодействии с азотом литий, магний, кальций образуют нитриды Li3N, Mg3N2, Са3N2, нитриды других металлов могут быть получены взаимодействием их паров с азотом в поле тихого электрического разряда.

6Li + N2 = 2Li3N; 3Mg + N2 = Mg3N2; 3Ca + N2 = Ca3N2.

Нитриды металлов I-А и II-А групп разлагаются водой с образованием аммиака:

Li3N + 3Н2O = 3LiOH + NH3.

При взаимодействии с серой s-элементы образуют соответствующие сульфиды, с фосфором – фосфиды.

2Na + S = Na2S; 3Na+ P = Na3P; Ca + S = CaS; 3Ca + P =Ca3P2.

С углеродом и кремнием реагируют непосредственно литий и металлы IIА группы с образованием соответственно карбидов и силицидов.

2Li + 2C = Li2C2; 6Li + 2Si = Li6Si2; Ca + 2C = CaC2; Ca + 2Si = CaSi2.

Карбиды реагируют с водой с образованием ацетилена, например, карбид кальция СаС2, который широко применяют для получения ацетилена:

СаС2+ 2Н2O = Са(ОН)2 + С2Н2; Li2C2 + 2H2O = 2LiOH + C2H2.

Все элементы, за исключением бериллия и магния, вступают при обычной температуре в реакцию с водой, образуя водород и гидроксид металла. Литий с водой взаимодействует спокойно, для натрия наблюдается значительный тепловой эффект, но выделяющийся водород обычно не воспламеняется, У калия взаимодействие с водой сопровождается самовоспламенением водорода, рубидий и цезий реагируют с водой со взрывом, вытесняют водород из воды (льда) даже при -108 °С. Щелочно-земельные металлы легко реагируют с водой. При обычной температуре магний с водой не реагирует за счет образования на его поверхности плотной пленки гидроксида магния, но активно реагирует с кипящей водой и с водяным паром (Т>3800С).

2Nа + 2Н2O = 2NaОН + Н2; Mg + 2H2O = Mg(OH)2 + H2.

s-металлы вступают в реакции с жидким аммиаком с образованием амидов:

2Nа + 2NН3 = 2NaNН2 + Н2.

Амиды разлагаются водой, образуя аммиак:

NaNН2 + Н2O = NаОН + NН3.

Особенностью магния является реакция взаимодействия с углекислым газом и оксидами и галогенидами металлов, протекающие за счет сильного сродства магния к 1аслороду и галогенам. Например, зажженный магний продолжает гореть в атмосфере СО2*,* восстанавливая его до свободного углерода:

2Мg + СО2 = 2МgО + С; Cr2O3 + 3Mg = 2Cr + 3MgO.

Щелочные металлы очень энергично реагируют с кислотами, образуя соли. Металлы IIА-подгруппы с кислотами взаимодействуют дифференцированно. На бериллий не действует холодная азотная кислота (особенно концентрированная), происходит покрытие его поверхности плотной оксидной пленкой. Магний устойчив к действию концентрированной плавиковой кислоты. На него также слабо действует концентрированная Н2SО4, а также смесь концентрированных кислот Н2SО4 и НNО3.

Реакции с кислотами за счет восстановления ионов Н+:

6Nа + 2Н3РО4 = 2Nа3РО4 + 3Н2; 2Nа + 2НСl = 2NaСl + Н2; Mg + 2HCl = MgCl2 + H2.

Реакции с кислотами за счет восстановления анионов:

8Na+ 10НNО3 (разб.) = 8NаNО3 + NН4NО3 + 3Н2О;

8K + 5Н2SО4 (конц.) = 4K2SО4 + H2S + 4Н2О

4Са + 10НNО3 (разб.) = 4Са(NО3)2 + 3Н2О+ NH4NO3;

4Са + 10НNО3 (конц.) = 4Са(NО3)2 + N2O + 5Н2О;

4Са + 5Н2SО4 (конц.) = 4СаSО4 + H2S + 4Н2О

Из s-металлов бериллий является амфотерным элементом и способен реагировать со щелочами.

Be + 2NaOH + 2H2O = Na2Be(OH)4 + H2.

При взаимодействии Li и Na с некоторыми металлами (Аl, Sn, Hg) образуются интерметаллические соединения. Имеет широкое применение амальгама натрия – Nan-Hgm. Известны твердые растворы лития с магнием, цинком, алюминием и др. Для щелочных ме1алли характерны жидкие сплавы, наиболее важный из них сплав К∙Nа. Эвтектическая смесь этой системы плавится при -12,3°. Этот сплав существует в жидком состоянии в широком интервале температур и имеет высокую удельную теплоемкость.

Наиболее распространенный метод получения активных металлов – электролиз расплавленных соединений. Путем электролиза получают литий, натрий, бериллий, магний, кальций. Обычно электролитом служат хлориды металлов. Для получения бериллия применяют магнийтермическое восстановление ВеF2.

BeF2 + Mg = MgF2 + Be

Для получения магния используют карботермическое восстановление:

MgO + C = Mg + CO

MgO + CaC2 = Mg + CaO + 2C

Натрий получают также электролизом расплавленного гидроксида натрия. Более активные металлы: калий, рубидий, цезий, стронций, барий получают нагреванием их соединений с алюминиевым порошком (алюмотермия).

2Al + 6CaO= 3СаО∙Аl2О3 + 3Ca;

2Al + 4SrO= SrО∙Аl2О3 + 3Sr;

2Al + 4BaO= BаО∙Аl2О3 + 3Ba.

Оксиды щелочных и щелочно-земельных металлов растворяются в воде, образуя щелочи:

BаО + Н2О = Bа(ОН)2

Оксид магния взаимодействует с водой только при нагревании, оксид бериллия в воде не растворяется.

 Все оксиды металлов, за исключением оксида бериллия, проявляют основные свойства, реагируя с кислотными оксидами и кислотами.

K2О + СО2 = K2СО3; МgО + SО3 = МgSО4; BаО + СО2 = BаСО3; СаО + SiO2 *=* СаSiOз

МgО + Н2SО4 = МgSО4 + Н2О; СаО + 2НСl = СаСl2 + Н2О

Оксид бериллия проявляет амфотерные свойства:

2BeO + SiO2 = Be2SiO3; BeO + Na2O = Na2BeO2;

BeO + H2SO4 = BeSO4 + H2O; BeO + 2KOH= K2BeO2 + H2O.

Гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов являются сильными, растворимыми основаниями – щелочами.Как сильные основания, реагируют с кислотами, кислотными оксидами, солями.

Са(ОН)2 + СО2 = СаСО3 + Н2О; Са(ОН)2 + 2СО2 = Са(НСО3)2;

Са(ОН)2 + Н2SО4 = СаSО4 + 2Н2О;

FеСl2 + Са(ОН)2 = Fе(ОН)2 + СаСl2;

2NH4Сl + Са(ОН)2 = CaCl2 + 2NH3 + H2O.

Гидроксид магния плохо растворяется в воде, обладает основными свойствами, реагируя с кислотами и кислотными оксидами.

Мg(ОН)2 + 2НСl = МgСl2 + 2Н2О; Мg(ОН)2 + НСl = МgОНСl + Н2О.

Растворяется в водных растворах, содержащих избыток солей аммония:

Мg(ОН)2 + 2NН4Сl = МgСl2 + 2NН3∙Н2О.

Гидроксид бериллия также мало растворим в воде, но обладает амфотерными свойствами. Взаимодействуя с кислотами, он образует одноатомные катионы Ве2+:

Ве (ОН)2 + 2НCl = ВеCl2 + 2Н2O

Ве (ОН)2 + 2Н+ = Ве2+ + 2Н2O

Растворяясь в щелочах, гидроксид бериллия образует гидроксокомплекс- тетрагидроксобериллат-ион:

Ве(ОН)2 + 2NaOН = Na2[Ве (ОН)4];

Ве(ОН)2 + 2OН- = [Ве (ОН)4]2-.

Соли щелочных металлов хорошо растворимы в воде за исключением фосфата лития Li3РО4, карбоната Li2СО3 и фторида LiF. Среди солей металлов II А группы растворимыми в воде являются хлориды и нитраты, а малой растворимостью обладают фторид кальция, все карбонаты, фосфаты, сульфаты бария и стронция. Соли рассматриваемых металлов со слабыми кислотами в водных растворах подвергаются гидролизу.

Присутствием в воде растворимых сульфатов магния и кальция обусловлена ее постоянная жесткость, которая устраняется обработкой содой Nа2СО3:

МgSО4 + Nа2СО3 = МgСО3 + Na2SО4

Временная жесткость воды связана с присутствием растворимых гидрокарбонатов Са(НСО3)2 и Мg(НСО3)2. Она может быть устранена кипячением, которое приводит к разложению указанных солей:

Са(НСO3)2 = СаСO3 + Н2О + СО2.

Оксиды и гидроксиды s-металлов не проявляют ни окислительных, ни восстановительных свойств.

**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 некоторые свойства металлов IA и IIA группы периодической системы и их соединений

**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:

¾ 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».

¾ 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.

¾ 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:

¾ Представление преподавателю своего лабораторного журнала (тетради) с полностью оформленной работой и проверка её преподавателем.

¾ Ответы на контрольные вопросы по теории и методике эксперимента, которые приводятся в «Лабораторном практикуме».

¾ 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 и оборудование: пробирки, тигли, спиртовка

Химические реактивы: Mg лента, фенолфталеин, дистиллированная вода, HCl, H2SO4, HNO3, MgСl2, NaOH, NH4Cl, CaCl2, BaCl2, Na2SO4,K2SO4, NaNO3, универсальный индикатор pH,

**Порядок выполнения работы**

***Опыт 1.***Взаимодействие магния с кислородом и водой.

В пробирку с 2–3 мл воды опустите кусочек магниевой стружки. Обратите внимание на отсутствие реакции при комнатной температуре. Нагрейте пробирку почти до кипения, добавьте фенолфталеин. Установите, какие вещества при этом образуются. Напишите уравнения реакций

Mg + O2→

Mg + H2O ≈100ᵒС→

Отметьте наблюдаемые явления и особенности их протекания. Сделайте вывод о возможности и условиях взаимодействия магния с водой.

***Опыт 2.***Взаимодействие магния с кислотами.

В три пробирки налейте по 1–2 мл разбавленных растворов соляной, серной и азотной кислот соответственно. Положите в каждую по небольшому кусочку магниевой стружки. Отметьте наблюдаемые явления. Запишите уравнения протекающих реакций, составьте уравнения электронного баланса для каждой из реакций.

Mg + HCl →

Mg + H2SO4→

Mg + HNO3 →

Сделайте вывод об особенностях взаимодействия магния с кислотами-неокислителями и кислотами-окислителями.

***Опыт 3.***Получение и свойства гидроксида магния

К 3–4 каплям хлорида магния прилейте раствор щелочи до выпадения осадка. Осадок разделите на три пробирки. В одну из них прилейте NaOH, в другую – HC1, в третью – хлорид аммония NH4C1. Что происходит? Запишите молекулярные и краткие ионно-молекулярные уравнения, протекающих реакций. Отметьте наблюдения для каждой из реакций. Сделайте вывод о растворимости и кислотноосновных свойствах гидроксида магния.

***Опыт 4.***Получение и свойства сульфатов щелочноземельных металлов В три пробирки внесите по 3–4 капли растворов хлоридов магния MgC12, кальция CaC12 и бария BaC12, соответственно. В каждую из них прилейте по 3–4 капли сульфата натрия. Отметьте, в какой пробирке осадок выпадает раньше. Сравните растворимость сульфатов по значениям ПР. Напишите уравнения реакций

MgC12 + Na2SO4→

CaC12 + Na2SO4→

BaC12 + Na2SO4→

***Опыт 5.***Гидролиз солей

Исследуйте реакцию среды в растворах следующих солей: K2SO4, MgC12, NaNO3. Запишите значения рН. Отметьте, какая соль подвергается гидролизу и почему. Напишите уравнение реакции.

**Контрольные вопросы и задачи**

1. Как изменяются радиусы и потенциалы ионизации атомов щелочных металлов с ростом порядкового номера элементов? Дайте объяснение наблюдающимся закономерностям на основе электронного строения атомов.
2. Докажите диагональное сходство химических свойств атомов бериллия – алюминия, мотивируя уравнениями реакций.
3. Предложите все возможные способы переходов по следующей схеме: NaCl → Na → NaOH → Na2SO3 →NaHCO3 → NaCl.
4. Привести электронные конфигурации атомов 1А подгруппы и их катионов.
5. Почему элементы 1А подгруппы являются сильными восстановителями?
6. Почему щелочные металлы образуют устойчивые ионы?
7. Как изменяются металлические свойства элементов 1А подгруппы сверху вниз по группе в периодической таблице?
8. Какова реакция среды при гидролизе солей рассматриваемых металлов?
9. Что такое гидриды щелочных металлов? Эти вещества окислители или восстановителя?
10. Можно ли получить щелочной металл электролизом водного раствора соли щелочного металла?
11. В каком случае возможно образование кислых солей щелочных металлов?
12. Где находит применение щелочные металлы?
13. Проиллюстрируйте химические свойства щелочных металлов на примере натрия.
14. В чем выражается возрастание металлических свойств от бериллия к барию?
15. Каково отношение магния к воде, кислотам и щелочам?
16. Какова окраска лакмуса в растворе хлорида магния? Какие ионы определяют эту окраску? Напишите уравнения гидролиза хлорида магния.
17. Составьте схему электролиза расплава хлорида магния.
18. Из водных растворов соли магния карбонат натрия осаждает основную, а бикарбонат натрия среднюю соль магния. Чем это объясняется?
19. При каких условиях можно получить оксиды щелочноземельных металлов из соответствующих карбонатов?
20. Составьте уравнения реакций Са → Са(ОН)2 → СаСО3 → Са(НСО3)2.
21. Как из образовавшегося соединения в растворе бикарбоната кальция выделить двумя методами осадок карбоната кальция?
22. Что называют негашеной известью? В чем заключается процесс гашения извести?
23. Почему четыре s-элемента второй группы периодической системы (кальций, стронций, барий, радий) имеют общее название «щелочноземельные элементы», а бериллий и магний к ним не относятся?
24. Объясните, как изменяются химические свойства оксидов в ряду ВеО – MgO – CaO – SrO – BaO; напишите уравнения соответствующих реакций.
25. Объясните, как изменяются химические свойства оснований в ряду Ве(ОН)2 – Mg(OН)2 – Ca(OН)2 – Sr(OН)2 – Ba(OН)2; напишите уравнения соответствующих реакций.
26. Если через мутную взвесь карбоната кальция или магния пропускать углекислый газ, то взвесь постепенно исчезает и раствор становится прозрачным, но при кипячении этого раствора взвесь появляется снова. Объясните этот опыт уравнениями реакций.
27. Вычислите, сколько гашеной извести можно получить из 10 г известняка СаСО3?
28. Вычислите объем водорода (н.у.), выделившегося при действии избытка соляной кислоты на смесь порошков меди и магния массой 10 г, в которой соотношение масс металлов составляет 1 : 1.

**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.

4. Лабораторный практикум по курсу химии для технических университетов: Методические указания / Березина С.Л., Голубев А. М., Горшкова В.М. и др.; Под ред. Г.Н. Фадеева. – Ч.1. М.: Изд-во МГТУ им. Н.Э. Баумана, 2005, - 99 с.: ил

**Приложения**

Приложение А

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

