Министерство образования и науки РФ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение

высшего профессионального образования

«Новгородский государственный университет

имени Ярослава Мудрого»

Институт сельского хозяйства и природных ресурсов

Кафедра фундаментальной и прикладной химии

**Магний и**

**Щелочноземельные металлы**

***Методические указания к лабораторной работе***

Великий Новгород

2013

Магний и щелочноземельные металлы. Методические указания к лабораторной работе / Составители: В.П. Кузьмичёва, В.А. Исаков – НовГУ, Великий Новгород, 2013 г. – 14 с.

Методические указания предназначены для изучения дисциплины «Неорганическая химия»

**СОДЕРЖАНИЕ**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| ВВЕДЕНИЕ | | 4 |
| 1 | ЦЕЛЬ РАБОТЫ | 4 |
| 2 | ОСНОВНЫЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ПОЛОЖЕНИЯ | 4 |
|  | 2.1 Простые вещества | 4 |
|  | 2.2 Химические свойства | 5 |
|  | 2.3 Соединения бериллия (II), магния (II), кальция (II), стронция (II), бария (II)  2.4 Жесткость воды | 6  8 |
|  |  |  |
| 3 | ТРЕБОВАНИЯ ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ | 9 |
| 4 | ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ | 10 |
|  | 4.1 Свойства магния | 10 |
|  | 4.2 Получение и свойства гидроксида магния | 10 |
|  | 4.3 Соли магния  4.4 Получение и свойства солей щелочноземельных металлов  4.5 Жесткость воды и способы ее устранения  4.6 Окрашивание пламени солями кальция, стронция и бария | 10  11  12  13 |
| 5 | ТРЕБОВАНИЯ К ОФОРМЛЕНИЮ И СОДЕРЖАНИЮ ОТЧЕТА | 13 |
| 6 | ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ | 13 |
| ЛИТЕРАТУРА | | 14 |

**ВВЕДЕНИЕ**

В IIА подгруппу периодической системы входят бериллий Be, магний Mg и *щелочноземельные металлы* – кальций Са, стронций Sr, барий Ва и радиоактивный радий Ra. Последние так называются потому, что их оксиды тугоплавки и малорастворимы в воде (такие вещества раньше назывались «землями»), а продукты их взаимодействия с водой имеют щелочные свойства.

Строение внешнего электронного слоя атомов элементов подгруппы IIA: *ns2,* в возбужденном состоянии – *nslnp1.*

Атомы элементов IIА подгруппы проявляют степень окисления +2.

В ряду рассматриваемых элементов с увеличением порядкового номера энергия ионизации уменьшается (см. табл. 1), радиусы атомов и ионов увеличиваются, металлические свойства химических элементов усиливаются.

**1 ЦЕЛЬ РАБОТЫ**

Ознакомиться с химическими свойствами простых веществ и соединений магния и щелочноземельных металлов.

**2 ОСНОВНЫЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ПОЛОЖЕНИЯ**

**2.1 Простые вещества**

В свободном состоянии элементы подгруппы IIА представляют собою серебристо-белые вещества, более твердые, чем щелочные металлы, со сравнительно высокими температурами плавления (см. табл. 1). По плотности они, кроме радия, относятся к мягким металлам. Все эти элементы, кроме бериллия, обладают ярко выраженными металлическими свойствами.

*Таблица 1*

**Некоторые свойства атомов и простых веществ элементов IIА подгруппы**

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Свойство | **Be** | **Mg** | **Са** | **Sr** | **Ва** | **Ra** |
| Радиус атома, пм\* | 113 | 160 | 197 | 215 | 221 | 235 |
| Энергия ионизации,  Э0 → Э2+ + 2е-, эВ | 9,32 | 7,65 | 6,11 | 5,69 | 5,21 | 5,28 |
| Плотность, г/см3 | 1,85 | 1,74 | 1,54 | 2,63 | 3,76 | 6,00 |
| Температура плавления, °С | 1285 | 650 | 842 | 768 | 727 | 991 |
| Температура кипения, °С | 2470 | 1095 | 1495 | 1390 | 1640 | 1500 |
| Стандартный электродный потенциал процесса,  Э2+ + 2е- → Э0, В  Э\* + ё = Э°,В | -1,85 | -2,36 | -2,87 | -2,89 | -2,91 | -2,92 |

\* Пм – пикометр, единица длины. 1 пм = l·10-12 м.

**2.2 Химические свойства**

Заряд ядра атомов элементов IIА подгруппы больше, чем у атомного ядра щелочных элементов тех же периодов, и поэтому внешние электроны сильнее притягиваются к ядру. Это обусловливает более высокую энергию ионизации этих атомов (табл. 1) и является одной из причин их меньшей химической активности. Тем не менее, *элементы IIА подгруппы химически очень активны.*

Свойства магния и, особенно, бериллия заметно отличаются от свойств щелочноземельных металлов. Это, в основном, обусловлено значительным различием радиусов их атомов и ионов. Отличие свойств бериллия связано и с тем, что только у него валентным электронам предшествует двухэлектронная оболочка. Кроме того, химические свойства бериллия и магния отличаются от свойств щелочноземельных металлов из-за того, что у последних имеются свободные d-орбитали, близкие по энергии к ns-орбиталям.

Химическая ковалентная связь в соединениях элементов подгруппы IIА является менее полярной, чем в соединениях щелочных металлов. Особенно это относится к соединениям, образуемым бериллием, являющимся амфотерным элементом.

Значения стандартных электродных потенциалов (табл. 1) показывают, что *металлы IIА подгруппы являются сильными восстановителями.* Причем кальций, стронций и барий практически не уступают в этом щелочным металлам. Восстановительная активность с увеличением радиуса атома в ряду Be-Ra закономерно возрастает. Подобно щелочным металлам, они легко окисляются на воздухе, но при этом образуют не пероксиды, а оксиды. Например:

2Be + O2 → BeO (при нагревании)

2Са + O2 → 2СаО

Так как оксидная пленка из оксидов бериллия и магния довольна прочна, эти металлы, в отличие от остальных, могут храниться на воздухе.

Оксиды магния и кальция обладают высокой термодинамической устойчивостью, и поэтому магний и кальций часто используют для получения в свободном виде таких металлов, как титан, ванадий, а также свободных актиноидов, например:

V2O3 + 3Са → 3СаО + 2V

Все элементы II А подгруппы активно реагируют при обыч­ной температуре с галогенами, при нагревании — с азотом, серой и другими неметаллами:

Э + С12 → ЭС12

Э + S → ЭS (при нагревании)

3Э + N2 → Э3N2 (при нагревании)

Подобно щелочным металлам, магний и щелочноземельные металлы IIА подгруппы при высокой температуре окисляются водородом до гидридов ЭН2, например:

Sr + Н2 → SrH2

Бериллий непосредственно с водородом не взаимодействует.

Щелочноземельные металлы Са, Sr, Ва активно реагируют с водой при обычной температуре, а магний – при нагревании:

Э + 2Н2О → Э(ОН)2 + Н2↑.

Бериллий имеет поверхность, покрытую прочной пленкой оксида, и поэтому не реагирует с водой даже при высокой температуре, хотя термодинамически это возможно.

Активность взаимодействия с водой в ряду Mg-Ca-Sr-Ba-Ra существенно возрастает.

**2.3 Соединения бериллия (II), магния (II), кальция (II), стронция (II), бария (II)**

***Оксиды.***

Оксиды элементов IIА подгруппы (ЭО) – твердые белые тугоплавкие вещества. Они могут быть получены термическим разложением карбонатов, гидроксидов или нитратов, например:

ЭСО3 → ЭО + СО2↑

Их химическая активность увеличивается при переходе от ВеО к ВаО. ВеО при комнатной температуре не взаимодействует с водой, кислотами и щелочами, MgO легко реагирует с кислотами. Оксид кальция бурно реагирует не только с кислотами, но и с водой, ВаО еще более реакдионноспособен.

ВеО – амфотерный оксид. При нагревании взаимодействует с кислотами и щелочами, а при сплавлении – с основными и кислотными оксидами:

ВеО + 2НС1 + 3Н2О → [Ве(Н2О)4]С12 (при нагревании)

ВеО + 2КОН + Н2О → К2[Ве(ОН)4] (при нагревании)

BeO + SiO2 → BeSiО3 (при сплавлении)

ВеО + Na2О → Na2BeО2 (при сплавлении)

Щелочноземельные металлы, как и щелочные, наряду с обычными оксидами образуют пероксиды ЭО2. Пероксиды щелочноземельных металлов обычно получают, действуя концентрированным раствором пероксида водорода на гидроксиды, например:

Са(ОН)2 + Н2О2 → СаО2 + 2Н2О

Стабильность ЭО2 уменьшается при переходе от ВаО2 к MgО2.

***Гидроксиды.***

Элементы подгруппы IIА образуют гидроксиды Э(ОН)2. Это бесцветные, тугоплавкие, твердые вещества. *Они являются более слабыми основаниями, чем гидроксиды щелочных металлов.* Основные свойства гидроксидов закономерно усиливаются с ростом радиуса атома от Ве(ОН)2 к Ва(ОН)2. Гидроксиды бериллия и магния – слабые основания, плохо растворимые в воде. Ве(ОН)2 склонен к полимеризации.

Гидроксиды бериллия и магния получают при сливании, в отсутствие СО2, концентрированных водных растворов их солей со щелочами:

ЭС12 + 2КОН → Э(ОН)2↓ + 2КС1

Гидроксид бериллия – амфотерен, может взаимодействовать как с кислотами, так и со щелочами:

Ве(ОН)2(кр) + 2НС1 → ВеС12 + 2Н2О

Ве(ОН)2(кр) + 2NaOH → Na2[Be(OH)4]

Гидроксиды щелочноземельных металлов получаются при взаимодействии соответствующих оксидов с водой:

ЭО + Н2О → Э(ОН)2

Эти реакции сопровождаются выделением большого количества тепла.

Гидроксиды Са, Sr, Ва являются сильными основаниями. Они активно взаимодействуют с кислотными оксидами, например:

Э(ОН)2(кр) + СО2(г) = ЭСО3(кр) + Н2О(ж)

а также проявляют все типичные свойства щелочей: реагируют с кислотами, кислотными оксидами и т. д. Например:

Ва(ОН)2 + H2SО4 → BaSО4↓ + Н2О

Са(ОН)2 + СО2 → СаСО3↓ + Н2О

При нагревании гидроксиды, теряя воду, переходят в соответствующие оксиды:

Э(ОН)2 → ЭО + Н2О

***Соли.***

Подобно щелочным металлам, элементы IIА подгруппы образуют соли практически со всеми известными кислотами.

Для получения солей можно использовать обменные реакции в растворах электролитов или окислительно-восстановительные реакции, например:

Be + F2 → BeF2

Ba(NО3)2 + K2CО3 → BaCO3↓ + 2KNО3

Ca + S → CaS

Sr(OH)2 + 2HNО3 → Sr(NО3)2 + 2H2О

Растворимость в воде солей элементов IIА подгруппы различна. Многие соли растворимы. Малорастворимы или практически нерастворимы фториды и карбонаты, а также сульфаты кальция, стронция и бария. С ростом порядкового номера элемента растворимость однотипных солей обычно понижается.

Растворимые соли бериллия и магния подвергаются гидролизу:

ВеС12 + Н2О →BeOHCl + НС1

Mg(NО3)2 + Н2О → Mg(ОH)N03 + HNО3

Так же, аналогично щелочным металлам, ионы элементов IIА подгруппы не образуют сравнительно устойчивых комплексных соединений с обычными лигандами. Более всего склонны к образованию комплексных соединений бериллий и магний. В ряду Be2+-Mg2+-Ca2+-Sr2+-Ba2+ прочность комплексов обычно уменьшается. Например, ион Ве2+ образует более прочные комплексы, чем ион Mg2+ с кислородсодержащими лигандами, фторидами, присутствующими в живых организмах. Это обусловливает токсическое действие этого катиона.

В водных растворах катионы Э2+ присутствуют в виде аквакатионов [Э(Н2О)]42+. Устойчивость этих комплексных ионов уменьшается по мере увеличения радиуса Э2+.

**2.4 Жесткость воды**

Содержание в природной воде ионов Са2+ и Mg2+ обусловливает ее жесткость. Количественно жесткость выражают в миллимолях ионов Са2+ и Mg2+ в 1 дм3 воды.

Воду жесткостью менее 2 ммоль/дм3 обычно называют *мягкой,* от 2 до 10 ммоль/дм3 – *средней степени жесткости,* более 10 ммоль/дм3 – *жесткой.*

Жесткость воды (общая жесткость) подразделяется на *карбонатную* и *некарбонатную.* Первая из них обусловлена присутствием гидрокарбонатов кальция и магния, вторая – присутствием солей сильных кислот – сульфатов или хлоридов кальция и магния.

При длительном кипячении воды, имеющей карбонатную жесткость, в ней появляется осадок ЭСО3 и одновременно выдляется газ СО2:

t°C

Ca(HCО3)2 → СаСО3↓ + СО2↑ + Н2О

t°C

Mg(HCО3)2 → Mg(OH)2↓ + 2CО2↑.

По этому карбонатную жесткость называют также *временной* жесткостью. Жесткость, оставшуюся после такого кипячения, называют *постоянной.*

Присутствие в воде значительного количества солей кальция и магния делает воду непригодной для многих технических целей. Так, при длительном нагревании жесткой воды в паровых котлах, их стенки покрываются плотной коркой накипи, которая приводит к резкому снижению передачи тепла стенками котла и, следовательно, ведет к резкому увеличению расхода топлива.

Жесткой водой нельзя пользоваться при проведении многих технологических процессов.

В пищевой промышленности, например, во избежание ухудшения органолептических свойств получаемых продуктов, может использоваться вода с жесткостью не более 7 ммоль/дм3.

Приведенные примеры указывают на необходимость удаления из воды, применяемой для технических целей, солей кальция и магния. Для этого применяют методы осаждения и ионного обмена.

*Методом осаждения* переводят катионы Са2+ и Mg2+ в малорастворимые соединения, выпадающие в осадок. Это достигается либо кипячением воды (как показано выше), либо химическим путем – введением некоторых реагентов, в частности Na2CO3 или Са(ОН)2, при этом образуются малорастворимые соединения СаСО3 или Mg(OH)2:

CaCl2 + Na2CО3 → СаСО3↓ + 2NaCl;

MgCl2 + Ca(OH)2 → Mg(OH)2↓ + CaCl2.

Для устранения жесткости воды *методом ионного обмена* используют высокомолекулярные органические соединения – *иониты,* обменивающие входящие в их состав катионы Н+ или анионы на соответствующие ионы, содержащиеся в растворе. Для связывания ионов Са2+ и Mg2+ используют *катиониты,* которые взаимодействуют по схеме

2[катионит]Н + Са2+ → [катионит]2Са + 2Н+.

**3 ТРЕБОВАНИЯ ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ**

Следует аккуратно работать с реактивами: внимательно читать этикетки, держать склянки с растворами закрытыми, не путайте пробки, не выливайте обратно в склянки неиспользованные растворы реактивов. Строго соблюдайте рекомендации по проведению опытов.

Опыты с концентрированными растворами кислот и щелочей проводить только в вытяжном шкафу. Остатки кислот и щелочей сливать в специальную емкость.

При нагревании растворов в пробирке пользоваться держателем и всегда держать пробирку так, чтобы её отверстие было направлено в сторону от работающего и его соседей по рабочему столу.

**4 ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ**

**4.1** **Свойства магния**

Зажмите тигельными щипцами небольшую ленту магния и сожгите ее на воздухе над фарфоровой чашкой (наденьте защитные очки!). К полученному веществу прилейте немного воды и определите pH раствора. Напишите уравне­ния реакций.

С какими составными частями воздуха вступает во взаимодействие магний?

Налейте в две пробирки по 2-3 мл воды и положите по кусочку магния. В одну из пробирок добавьте 0,5-1 г хлорида аммония. Что при этом происходит? Нагрейте растворы до кипения. Что наблюдаете? Напишите уравнения химических реакции.

Объясните происходящие процессы. Почему в присутствии ионов аммония магний активнее взаимодействует с водой?

**4.2 Получение и свойства гидроксида магния**

Осадите в пробирке гидроксид магния действием раствора щелочи на ра­створ соли магния. Разделите осадок на три части и испытайте отношение гидроксида магния к 10%-ным растворам кислот, щелочи и хлорида аммония. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

Можно ли полностью осадить гидроксид магния, если вместо гидроксида натрия использовать раствор аммиака? Напишите уравнение реакции диссоциации гидроксида магния.

**4.3 Соли магния**

*Опыт 1: Карбонаты магния*

а) К нагретому на водяной бане до 50 °С раствору сульфата или хлорида магния в пробирке (2-3 мл) прилейте раствор карбоната натрия до полноты осаждения. Отфильтруйте выпавший осадок, промойте водой и вместе с фильтром высушите на воздухе. Каков его состав? Небольшое количество сухого вещества внесите в пробирку с 1-2 мл 10%-ной соляной кислоты. Что наблюдаете?

Нагрейте фильтрат до кипения и кипятите до выпадения осадка. Какой со­став имеет осадок? Декантируйте раствор с осадка, осадок промойте водой и добавьте к нему немного 10%-ного раствора соляной кислоты. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

б) Прилейте к 1-2 мл раствора сульфата или хлорида магния в пробирке раствор карбоната аммония, вначале немного, затем избыток. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

*Опыт 2: Магнийаммонийфосфат*

Налейте в пробирку 1-2 мл раствора хлорида магния и добавьте раствор аммиака до выпадения осадка. Затем прибавьте по каплям раствор хлорида аммония до растворения осадка. Внесите в пробирку несколько капель раствора ортофосфата натрия. Что наблюдаете? Рассмотрите форму выпавших кристаллов под микроскопом.

Добавьте в пробирку с осадком соляную кислоту. Что происходит? Напишите уравнения реакций. Объясните протекающие процессы образования и растворения осадков.

**4.4 Получение и свойства солей щелочноземельных металлов**

*Опыт 1. Получение и свойства карбонатов щелочноземельных металлов.*

Получите в отдельных пробирках карбонаты кальция, стронция и бария из растворов соответствующих солей. Каков вид и цвет осадков? Нагрейте содержимое пробирок. Обратите внимание на изменение вида осадков. Прилейте во все пробирки разбавленный раствор НС1. Что происходит? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

*Опыт 2. Термическая диссоциация карбоната кальция.*

Получите СаСО3. Осадок отфильтруйте, промойте и разделите на две порции. Одну порцию разотрите с водой в кашицу и испытайте ее реакцию индикаторной бумагой.

Другую порцию после высушивания положите в фарфоровый тигель и в течение 5-10 мин сильно прокаливайте в пламени горелки. После охлаждения тигля его содержимое смешайте с водой и испытайте индикаторной бумагой. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

*Опыт 3. Получение сульфатов щелочноземельных металлов.*

Получите в отдельных пробирках сульфаты кальция, стронция и бария из растворов соответствующих солей. Отметьте цвет полученных осадков. Напишите уравнения реакций. Испытайте отношение осадков к разбавленным растворам НС1 и HNО3. Датйте объяснение наблюдаемым явлениям.

*Опыт 4. Сравнительная растворимость сульфатов щелочноземельных металлов.*

К находящимся в трех пробирках-разбавленным растворам СаСl2, SrСl2 и ВаСl2 добавьbt понемногу насыщенный раствор CaSO4 (гипсовой воды).

Наблюдайте различную скорость образования осадков. Какой сульфат выпадает в осадок наиболее медленно? В какой пробирке осадка не образуется? Напишите уравнения реакций. Подобным же образом добавьте в три пробирки с растворами СаСl2, SrСl2 и ВаСl2 насыщенный раствор SrSО4. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций. Сделать вывод о сравнительной растворимости сульфатов кальция, стронция и бария. Выпишите из справочника величины произведения растворимости сульфатов кальция, стронция и бария. Соответствуют ли эти величины сделанному выводу?

**4.5 Жесткость воды и ее устранение**

*Опыт 1. Получение жесткой воды.*

а) Насыпьте в колбочку (на кончике ножа) MgCО3 и СаСОз. Налейте до половины колбочки воды и взболтайте в ней смесь этих двух солей. Из аппарата Киппа пропускайте углекислый газ до полного растворения солей. Напишите уравнения реакций.

Полученную жесткую воду оставьте для следующих опытов.

*Опыт 2.*

Возьмите четыре пробирки: в одну налейте дистиллированную воду, а в остальные три – полученную в предыдущем опыте жесткую воду.

В пробирку с дистиллированной водой приливайте по каплям из бюретки мыльный раствор до получения устойчивой мыльной пены, встряхивая пробирку после каждой капли. Запишите число капель, необходимых для этого. То же самое проделайте с одной из пробирок, где находится жесткая вода. Обратите внимание на осадок, который получается на стенках пробирки. Объясните, почему для образования пены в жесткой воде необходимо больше числокапель мыльного раствора.

*Опыт 3.*

В другую пробирку с жесткой водой приливайте по каплям, все время взбалтывая, известковую воду до появления неисчезающей мути. После этого опять прилейте, как и в первые две пробирки, мыльный раствор и определите число капель, требуемое для образования пены.

*Опыт 4.*

Последнюю пробирку с жесткой водой прокипятите, охладите, после чего определите, сколько капель мыльного раствора требуется для образования пены.

Результаты представьте в виде таблицы и из сопоставления полученных данных сделайте выводы.

**4.6 Окрашивание пламени солями кальция, стронция и бария**

Очистите платиновую проволоку, опуская ее в раствор НС1 и прокаливая в пламени газовой горелки. Затем опустите ее в раствор соли кальция и внесите в бесцветное пламя горелки. Наблюдайте окрашивание пламени.

Проделайте аналогичные опыты с солями стронция и бария. Запишите цвет, в который окрашивают пламя соли щелочноземельных металлов.

**5 ТРЕБОВАНИЯ К СОДЕРЖАНИЮ И ОФОРМЛЕНИЮ ОТЧЕТА**

Отчет должен быть оформлен в соответствии с общими требованиями к текстовым документам (СТО 1.701-2010).

По каждому опыту необходимо описать наблюдаемые явления и сделать теоретическое объяснение в выводе.

Уравнения реакций должны быть составлены в молекулярном и ионном виде (коэффициенты в уравнениях ОВР расставляйте с помощью метода ионно-электронного баланса).

**6 ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ**

1. Как отличить гашеную известь от измельченного в порошок известняка?
2. Прокаливая карбонат кальция на воздухе, можно практически нацело разложить его на СаО и СО2. Каким образом при той же температуре можно остановить разложение или направить процесс в обратную сторону?
3. Напишите уравнения реакций, которые произойдут при добавлении соды к жесткой воде, содержащей Са(НСО3)2, Mg(НСО3)2, CaSО4.
4. В чем лучше растворяется гипс: в воде или в растворе, содержащем хлорид кальция? Почему?
5. Какие вещества получаются в осадке при добавлении соды к раствору, содержащему соли MgCl2, СаCl2, Ва(NО3)2 и NH4C1?
6. К осадку гидроксида магния раздельно прибавляли: а) избыток раствора щелочи; б) раствор сульфата аммония; в) раствор сульфата натрия; г) раствор соляной кислоты. Во всех ли случаях произошла реакция? Напишите уравнение возможных реакций.
7. Какой осадок начнет выпадать в первую очередь, если к раствору, содержащему ионы Са2+, Sr2+, Ва2+, по каплям приливать раствор сульфата калия? Почему?
8. Сколько килограммов соды потребуется для устранения жесткости 1000 л воды, насыщенной сульфатом кальция при 20 °С, если растворимость последнего равна 2 г на литр?

**ЛИТЕРАТУРА**

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: Учеб.для вузов / Н. С. Ахметов. – 7-е изд.,стер. – М.: Высшая школа, 2008. – 742 с.
2. Ахметов, Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: Учеб.пособие для студентов ун-тов,хим.-технол.и пед.вузов / Н. С. Ахметов, М. К. Азизова, Л. И. Бадыгин. – 5-е изд.,испр. – М.: Высшая школа, 2003 (2002). – 366 с.
3. Гельфман, М.И. Неорганическая химия: Учеб.для вузов / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. – 2-е изд.,стер. – СПб.: Лань, 2009. – 527 с.
4. Практикум по неорганической химии: Учебное пособие для студ. высш. уч. заведений / В.А. Алешин, К.М. Дунаев, А.И. Жиров и др; под ред. Ю.Д. Третьякова. – М.: Издательский центр «Академия», 2004. – 384 с.