

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Смоленский государственный университет»

Кафедра экологии и химии

«Утверждаю»
Проректор по учебно-
методической работе
Ю.А. Устименко
«09» сентября 2021 г.

Рабочая программа дисциплины
Б1.О.29 «Неорганическая химия»

Направление подготовки: **44.03.05 Педагогическое образование**

Направленность (профиль): **Биология, Химия**

Форма обучения: очная

Курс – 2

Семестр – 3,4

Всего зачетных единиц – 5; часов – 180

Форма отчетности: экзамен – 3 семестр, зачет – 4 семестр.

Программу разработала: доктор педагогических наук, доцент, профессор Е.В. Миренкова

Одобрена на заседании кафедры
«02» сентября 2021 г., протокол № 1

Заведующий кафедрой _____ М.Ю. Гильденков

Смоленск
2021

1. Место дисциплины в структуре ОП

Дисциплина Б1.О.29 «Неорганическая химия» включена в обязательную (базовую) часть Блока Б1 ОП по направлению подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование» (очная форма обучения).

Курс неорганической химии является фундаментальной учебной дисциплиной и носит научный, общеобразовательный, мировоззренческий и прикладной характер.

Данный курс является логическим продолжением курса общей химии, который осваивали студенты в 1 и 2 семестрах. При изучении дисциплины «Неорганическая химия» на конкретном материале химии элементов отрабатываются ранее полученные основные понятия и теоретические законы химии. Совершенствуются знания студентов о классификации и номенклатуре неорганических веществ, закрепляются понятия о термодинамической и кинетической устойчивости соединений, отрабатываются знания кинетики и равновесия, совершенствуются умения расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях, записи уравнений реакций гидролиза и пр. Содержание курса характеризуется большим лабораторным практикумом.

Знания химии элементов будут востребованы при изучении дальнейших дисциплин химического цикла: аналитической химии, физической и коллоидной химии, химии окружающей среды и др.

Курс призван внести весомый вклад в предметную (химическую) подготовку будущего учителя химии, поскольку раздел «Химия элементов» в большом объеме присутствует в любой школьной программе и отражен во всех авторских линиях школьных учебников. Следовательно, без глубокого и осознанного освоения этой дисциплины нельзя стать учителем химии.

В программе можно выделить два крупных раздела, изучаемые соответственно в 3 и 4 семестрах:

- I. Простые вещества и соединения элементов А групп (главных подгрупп);
- II. Элементы В групп (побочных подгрупп) и их соединения.

2. Планируемые результаты обучения по дисциплине

Компетенция	Индикаторы достижения
ПК-6: Способен использовать научные знания в области химии, владеть навыками опытно-экспериментальной деятельности по химии в процессе формирования предметной компетенции обучающихся в рамках реализации основной общеобразовательной программы	Знать: основы неорганической химии; Уметь: понимать, излагать и критически анализировать базовую информацию в области химии; использовать теоретические знания на практике для обоснования химических процессов; использовать знание свойств химических элементов, соединений и материалов на их основе для решения практических задач в будущей профессиональной деятельности; планировать, организовывать и проводить экспериментальную работу в области химии; Владеть: методами обработки, анализа и синтеза химической информации; навыками проведения химических расчетов и решения химических задач; методами и приемами постановки и выполнения эксперимента для изучения химических свойств.

3. Содержание дисциплины

Общая характеристика элементов А-групп.

Элементы I А группы. Строение атомов. Свойства и получение простых веществ и соединений элементов. Закономерности в изменении свойств.

Элементы II А группы. Строение атомов. Свойства и получение простых веществ и соединений элементов. Закономерности в изменении свойств.

Элементы III А группы. Строение атомов. Свойства и получение простых веществ и соединений элементов. Закономерности в изменении свойств.

Элементы IV А группы. Строение атомов. Свойства и получение простых веществ и соединений элементов. Закономерности в изменении свойств.

Элементы V А группы. Строение атомов. Свойства и получение простых веществ и соединений элементов. Закономерности в изменении свойств.

Элементы VI А группы. Строение атомов. Свойства и получение простых веществ и соединений элементов. Закономерности в изменении свойств.

Элементы VII А группы. Строение атомов. Свойства и получение простых веществ и соединений элементов. Закономерности в изменении свойств.

Благородные газы.

Элементы VI Б группы. Строение атомов. Свойства и получение простых веществ и соединений элементов. Закономерности в изменении свойств.

Элементы VII Б группы. Строение атомов. Свойства и получение простых веществ и соединений элементов. Закономерности в изменении свойств.

Элементы VIII Б группы. Строение атомов. Свойства и получение простых веществ и соединений элементов. Закономерности в изменении свойств.

Элементы I Б группы. Строение атомов. Свойства и получение простых веществ и соединений элементов. Закономерности в изменении свойств.

Элементы II Б группы. Строение атомов. Свойства и получение простых веществ и соединений элементов. Закономерности в изменении свойств.

4. Тематический план

№ п/п	Разделы и темы	Всего часов	Формы занятий		
			Лекции	Лабораторные занятия	Самостоятельная работа
3 семестр					
Химия элементов А групп					
1	Общая характеристика элементов А-групп и их соединений. Водород. Вода	5	-	2	2
2	Элементы I А группы	6	1	2	2
3	Элементы II А группы	6	1	2	2
4	Элементы III А группы	7	2	2	2
5	Элементы VII А группы	15	4	6	2
6	Элементы VI А группы	18	4	8	2
7	Элементы V А группы	18	4	6	2
8	Элементы IV А группы	6	-	2	3
9	Экзамен	27	-	-	27
Итого за 3 семестр		108	16	32	60
4 семестр					
Химия элементов Б-групп					
1	Общая характеристика элементов Б групп и их соединений. Сравнительная характеристика элементов А и Б групп	6	-	2	2
2	Элементы VI Б группы. Хром и его соединения	15	3	8	4
3	Элементы VII Б группы. Марганец и его соединения	13	3	6	4
4	Элементы VIII Б группы. Семейства железа и платиновых металлов	14	4	8	4
5	Элементы I Б группы	13	3	6	4

6	Элементы II Б группы	11	3	4	4
Итого за 4 семестр		72	16	34	22
ИТОГО		180	32	66	92

5. Виды образовательной деятельности

Занятия лекционного типа

Содержание лекций строится в полном соответствии с тематическим планом.

С целью выработки унифицированного подхода при рассмотрении материала принят примерно одинаковый *план характеристики элементов всех подгрупп*: общая характеристика, закономерности в изменении свойств атомов, простых веществ, важнейших соединений; водородные соединения, оксиды, гидроксиды, соли (строение, свойства, получение, применение). Раскрываются причинно-следственные зависимости классического «треугольника химии» (состав-строение-свойства).

Такое построение в изложении является классическим и общепринятым для данной дисциплины; оно характерно для всех учебников, пособий и справочников.

Для выявления и подтверждения закономерностей в изменении свойств атомов элементов различных подгрупп, простых веществ и соединений, образуемых ими, привлекаются табличные справочные данные (напр., Общая химия в формулах, определениях, схемах: Учеб. пособие /И.Е.Шиманович и др.; Под. ред. В.Ф.Тикавого.- Мн.: Университетское, 1996.). В качестве наглядности также используются обобщенные радиальные схемы, характеризующие химические свойства простых веществ (там же).

На лекциях демонстрируется и натуральная наглядность: простые вещества и их соединения (бром, иод, комплексные соединения золота, платины и пр.), ставится демонстрационный эксперимент (каталитическое разложение пероксида водорода, серия превращений соединений меди и серебра в одной пробирке, окисление спирта марганцовым ангидридом и пр.). Если есть техническая возможность, целесообразна демонстрация отдельных видеофрагментов тех процессов, которые по разным причинам не демонстрируются «вживую» (небезопасные опыты, а также опыты, требующие редких реактивов и специфического оборудования, например: опыты по взаимодействию брома с алюминием, по пирофорности никеля, с гексафторидом серы и др.). Принцип наглядности в сочетании с активной мыслительной деятельностью способствует формированию более прочных и осознанных знаний и требуемых компетенций.

3 семестр

Лекция № 1. Элементы I А группы. Общая характеристика элементов по положению в периодической системе. Натрий и калий. Их получение и свойства. Гидриды, кислородные соединения, гидроксиды, их получение и свойства. Соли. Биологическая роль натрия и калия. Калийные удобрения.

Общая характеристика лития, рубидия, цезия и их соединений.

Лекция № 2. Элементы II А группы. Общая характеристика свойств элементов по положению в периодической системе. Степени окисления. Бериллий, магний, нахождение в природе, получение, свойства, применение. Гидриды, оксиды, гидроксиды, их получение, свойства. Щелочно-земельные металлы, нахождение в природе, получение, свойства. Гидриды, оксиды, гидроксиды. Соли. Жесткость воды.

Лекция № 3. Элементы III А группы. Общая характеристика свойств элементов по положению в периодической системе. Бор и его соединения. Алюминий, нахождение в природе, получение, свойства. Сплавы. Оксид и гидроксид алюминия, их свойства. Соли алюминия. Применение алюминия и его соединений. Закономерности изменения кислотно-основных свойств гидроксидов элементов в подгруппе.

Лекция № 4. Элементы VII А группы. Общая характеристика атомов элементов и простых веществ, характерные степени окисления. Фтор и его соединения. Хлор, нахождение в природе, изотопы. Способы получения, свойства. Хлороводород, хлороводородная кислота, ее получение и свойства. Соли хлороводородной кислоты. Кислородные соединения хлора

(оксиды, кислоты, соли). Сравнительная характеристика оксокислот хлора (устойчивость и окислительные свойства). Общая характеристика брома, иода (строение атомов, распространение в природе, получение, свойства). Водородные соединения элементов, их получение и свойства. Свойства кислородных соединений. Биологическая роль простых веществ и их соединений.

Лекция № 5. Элементы VI А группы. Общая характеристика атомов элементов и простых веществ, степени окисления. Кислород; нахождение в природе. Воздух. Характеристика химической связи в молекуле кислорода с позиций метода ВС и ММО. Способы получения кислорода, его свойства. Соединения кислорода с водородом. Строение их молекул, окислительно-восстановительные и кислотно-основные свойства воды и пероксида. Аллотропия кислорода, озон его свойства. Сера, нахождение в природе, свойства. Водородные соединения серы, сероводород, его получение, свойства. Сероводородная кислота и ее соли. Характеристика кислородных соединений серы (IV) и (VI) (оксидов, кислот, солей).

Лекция № 6. Элементы V А группы. Общая характеристика атомов элементов и простых веществ. Азот, нахождение в природе, объяснение химической связи с позиций метода ВС и ММО. Свойства азота. Соединения азота с водородом, аммиак, строение молекулы, свойства. Соли аммония. Гидразин, гидроксилламин. Оксиды азота, получение, свойства. Азотистая кислота, нитриты, их свойства. Азотная кислота, строение молекулы, способы получения, свойства. Нитраты, их свойства, азотные удобрения, биологическая роль азота.

Фосфор, нахождение в природе, получение, аллотропные модификации и их свойства. Соединения фосфора с металлами, водородом, кислородом. Кислоты фосфора: фосфорноватистая, фосфористая и фосфорные кислоты, строение, основность. Соли ортофосфорной кислоты, их применение. Фосфорные удобрения.

4 семестр

Лекция № 1. Элементы VI Б группы. Общая характеристика атомов элементов, физические и химические свойства простых веществ. Хром. Природные соединения, получение хрома. Применение хрома и его сплавов. Соединения хрома (2,3,6) – оксиды, гидроксиды, соли. Получение, физические и химические свойства. Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств. Комплексные соединения хрома (3). Хромовые кислоты, их свойства. Хроматы и дихроматы, условия их существования, свойства. Хромовая смесь.

Лекция № 2. Элементы VII Б группы. Общая характеристика атомов. Физические и химические свойства простых веществ. Марганец. Природные соединения, получение. Применение марганца и его сплавов. Соединения марганца, их свойства и способы получения. Кислотно-основная характеристика оксидов и гидроксидов марганца в разных степенях окисления. Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца в разных степенях окисления.

Лекция № 3. Элементы VIII Б группы. Общая характеристика атомов элементов. Физические и химические свойства простых веществ. Элементы семейства железа. Распространённость в земной коре, важнейшие природные соединения. Важнейшие сплавы железа: чугун, сталь. Химизм производства чугуна и передела его в сталь. Оксиды и гидроксиды железа (II и III). Важнейшие соли железа. Комплексные соединения железа. Ферраты. Роль железа в биологических процессах.

Кобальт, никель и их важнейшие соединения. Биологическая роль кобальта и никеля. Семейство платиновых металлов.

Лекция № 4. Элементы I Б группы. Общая характеристика атомов элементов, физические и химические свойства простых веществ. Медь, серебро, золото. Нахождение в природе, получение, применение металлов и их сплавов. Важнейшие соединения меди, серебра и золота. Оксиды, гидроксиды, соли. Комплексные соединения. Металлоорганические соединения. Биологическая роль меди, серебра и золота.

Лекция № 5. Элементы II Б группы. Распространённость в земной коре, важнейшие природные соединения. Способы получения. Общая характеристика атомов элементов, физические и химические свойства простых веществ. Физические и химические свойства соединений элементов степени окисления +2. Соединения ртути +1. Важнейшие комплексные соединения элементов. Физиологическое действие соединений цинка, кадмия и ртути. Техника безопасности при работе со ртутью и её соединениями. Практическое использование соединений цинка, кадмия и ртути.

Лабораторные занятия

Тематика лабораторных занятий выстраивается в полном соответствии с тематическим планом.

Инструкции к выполнению лабораторных работ вместе с требованиями по их оформлению хранятся в кабинете в текстовом варианте, а также имеются в *электронном виде*. Инструкции оформлены в виде **лабораторного журнала**, где отражены правила техники безопасности, описана техника выполнения эксперимента, сделаны необходимые рисунки, указаны требования к оформлению работы.

При подготовке к выполнению лабораторного практикума, помимо знакомства с содержанием лабораторного журнала (техникой предстоящих опытов), от студентов требуется проработать теоретический материал, а также потренироваться в составлении уравнений химических реакций. Для этого к каждому занятию разработана **серия заданий-упражнений**, оформленных: а) в печатном (хранится на кафедре) и электронном (выдается по требованию) вариантах, б) в виде химического тренажера, где студент может самостоятельно проверить свои ответы (**Миренкова Е.В.** Неорганическая химия: практикум. – Смоленск: СмолГУ, 2018. – 152 с.).

Каждое лабораторное занятие начинается с беседы по наиболее важным моментам содержания, проработки узловых вопросов, выявления ключевых позиций химии элементов.

Перед собственно ручной деятельностью студентов им дается конкретная инструкция по ТБ, отмечаются особенности проведения того или иного опыта.

Завершается занятие оформлением письменного отчета в лабораторном журнале, защитой работы, текущим контролем знаний в форме небольшого **химического диктанта** (по различным вариантам для каждого студента).

3 семестр

Лабораторная работа № 1. *Получение водорода в лаборатории и изучение его свойств*

Лабораторная работа № 2. *Щелочные металлы и их соединения*

Лабораторная работа № 3. *Химия элементов II А группы*

Лабораторная работа № 4. *Бор, алюминий и их соединения*

Лабораторная работа № 5. *Галогены*

Лабораторная работа № 6. *Сера и ее соединения*

Лабораторная работа № 7. *Азот, фосфор и их соединения*

Лабораторная работа № 8. *Углерод, кремний и их соединения*

Фрагмент Лабораторного журнала

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 2

Щелочные металлы и их соединения

Цель работы: Ознакомиться с основными химическими свойствами щелочных металлов и их соединений.

(При работе со щелочными металлами остерегайтесь воды. Из керосина металлы вынимайте только пинцетом. Обрезки щелочных металлов, а также неиспользованный

металл сдавайте лаборанту. Не бросайте обрезки металлов в корзины для мусора и в раковины!)

Опыт 1Д. Взаимодействие натрия с кислородом воздуха

(Работу проводите в вытяжном шкафу!)

Выньте пинцетом из банки с керосином кусок металлического натрия, положите на фильтровальную бумагу, хорошо осушите и отрежьте ножом небольшой кусочек (не более горошины). Объясните быстрое потускнение блестящей металлической поверхности свежего надреза.

Поместите кусочек в фарфоровый тигель. Тигель укрепите в треугольнике на кольце штатива и осторожно нагревайте пламенем спиртовки до воспламенения натрия. Когда металл загорится, уберите спиртовку и *тотчас опустите окно вытяжного шкафа*.

Полученный продукт (отметьте его цвет) охладите и растворите в 2-3 мл. дист. воды. К полученному раствору прилейте подкисленный серной кислотой р-р KI и 2-3 капли крахмального клейстера. Наблюдайте изменение окраски. Сделайте заключение о характере продукта сгорания натрия.

Горение натрия:

Структурная формула полученного продукта:

Взаимодействие полученного продукта с KI + H₂SO₄ :

Вывод: пероксид-ион обладает свойствами.

Опыт 2Д. Взаимодействие щелочных металлов с водой

(Работу проводите в вытяжном шкафу, в очках или защитной маске; либо накрыв кристаллизатор стеклом!)

Наполните три кристаллизатора водой, добавьте в каждый фенолфталеин. Отрежьте по кусочку Li, Na и K. Отметьте силу, которую при этом надо прикладывать; отметьте цвета на металлических поверхностях свежих надрезов. Кусочки металлов размером меньше горошины, желательно неправильной формы, тщательно обсушите фильтровальной бумагой и бросьте каждый в отдельный кристаллизатор с водой.

Наблюдайте за происходящим: тонут ли металлы в воде? Меняется ли их форма? Размеры? Какой газ выделяется? Почему изменяется окраска раствора? Какой из металлов наиболее активно взаимодействует с водой? Почему Li располагается в начале ряда напряжений металлов?

Взаимодействие металлов с водой:

.....
.....
.....

Заполните таблицу:

	Плотность Me, г/см ³	t ⁰ плавления Me	Растворимость ЭОН в воде (на 100 г H ₂ O)
Литий			
Натрий			
Калий			
Закономерность(↓,↑)			

Опыт 3Л. Гидролиз солей щелочных металлов

а) В четыре пробирки положите порознь по несколько кристалликов KNO₃, Na₂S, KCl и K₂CO₃. Прилейте по 2-3 мл дист. воды.

Какие соли должны подвергаться гидролизу? Докажите это опытным путем.

Уравнения реакций гидролиза:

.....
.....
.....
.....
.....

Вывод: Гидролизу подвергаются растворимые соли щелочных металлов, образованные кислотами. Гидролиз таких солей протекает по, реакция среды, рН.....7.

б) Какая из двух солей в растворах равной концентрации гидролизуется сильнее : карбонат натрия или сульфит натрия? Подтвердите это опытным путем.

Уравнения реакций гидролиза (обеих солей по 1 ступени):

.....
.....
.....
.....

Для солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой (наш случай) константа гидролиза K_r связана с константой диссоциации кислоты $K_{\text{кисл}}$ зависимостью:

$$K_r =$$

Это уравнение показывает, что K_r тем больше, чем

Иначе говоря, чемкислота, тем в большей степени подвергаются гидролизу ее соли.

$$K_{1 \text{ H}_2\text{CO}_3} = \quad ; \quad K_{1 \text{ H}_2\text{SO}_3} =$$

Следовательно, гидролизуется сильнее.

Опыт 4Л. Окрашивание пламени солями щелочных металлов (Качественная реакция по окраске пламени)

Тщательно очищенную (путем промывания в НС1) и прокаленную стальную или нихромовую проволоку опустите в насыщенный раствор соли лития и внесите в несветящееся пламя горелки. Отметьте окраску пламени. То же самое проделайте с солями натрия и калия.

Li⁺ -

Na⁺ -

K⁺ -

Способность веществ окрашивать пламя находит практическое применение для

4 семестр

Лабораторная работа № 1. Хром и его соединения

Лабораторная работа № 2. Марганец и его соединения

Лабораторная работа № 3. Железо и его соединения. Кобальт и никель

Лабораторная работа № 4. Медь, серебро и их соединения

Лабораторная работа № 5. Цинк, кадмий, ртуть и их соединения

Фрагмент Лабораторного журнала
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА
Железо и его соединения

Цель работы: Проверить на практике свойства железа и некоторых его соединений.

Опыт 1Л. Коррозия железа

Возьмите 2 стальные скрепки (2 пера), вставьте в одну из них кусочек олова, в другую – цинка. Скрепки опустите в пробирки водой с добавлением 2-3 капель раствора серной кислоты и красной кровяной соли ($K_3[Fe(CN)_6]$). Оставьте пробирки на некоторое время. Почему синяя окраска появляется только в одной пробирке? Объясните результаты опыта с точки зрения образования гальванических пар в растворах и величин стандартных электродных потенциалов.

Объяснение опыта:

При контакте двух металлов образуются гальванические пары, в которых роль анодов (на которых идут процессы окисления) играют металлы, имеющие меньший электродный потенциал. В паре с железо является анодом, оно окисляется, поэтому раствор окрашивается в синий цвет ($K_3[Fe(CN)_6]$ является реактивом на Fe^{2+}).

$$\varphi^0(Fe^{2+}/Fe) = \dots\dots\dots$$

$$\varphi^0(Sn^{2+}/Sn) = \dots\dots\dots$$

$$\varphi^0(Zn^{2+}/Zn) = \dots\dots\dots$$

Процессы, протекающие в растворе при контакте

1) Fe/Sn :

.....

2) Fe/Zn :

.....

Опыт 2Д-Л. Взаимодействие железа с кислотами

В 6 пробирок поместите небольшое количество железных опилок. В три из них прилейте понемногу разбавленных растворов HCl , H_2SO_4 , HNO_3 . В три другие пробирки прилейте концентрированные растворы тех же кислот. При необходимости подогрейте содержимое пробирок.

Уравнения реакций (эффекты):

1)

2)

3)

4)

5)

6)

Опыт 3Л. Восстановление железом меди и олова из растворов их солей Хорошо очистите 2 гвоздя наждачной бумагой (привяжите к ним нитки) и поместите один из них в пробирку с раствором $SnCl_2$, а второй - $CuSO_4$.

Объяснение опыта:

$$\varphi^0(Fe^{2+}/Fe) = \dots\dots\dots$$

$$\varphi^0(Sn^{2+}/Sn) = \dots\dots\dots$$

$$\varphi^0(Cu^{2+}/Cu) = \dots\dots\dots$$

Металлы, имеющие значение электродного потенциала (более активные; расположенные в ряду напряжений левее) способны вытеснять из растворов солей металлы с значением потенциала. Следовательно, железо может вытеснить из растворов их солей.

Уравнения реакций:

.....
.....
Опыт 4Л. Получение гидроксида железа(II) и его свойства

а) К 3-4 мл свежеприготовленного раствора FeSO_4 (или соли Мора) добавьте по каплям раствор гидроксида натрия до выпадения осадка. Часть осадка оставьте на некоторое время на воздухе; другую часть используйте для опыта 4б).

Уравнения реакций:



б) Осадок разделите на 2 части, к одной из них добавьте раствор соляной кислоты, к другой – избыток щелочи. Сделайте вывод о свойствах Fe(OH)_2 .

Уравнения реакций:



Вывод: гидроксид железа(II) проявляет свойства.

Опыт 5Л. Восстановительные свойства соединений железа(II)

В пробирку к 4-5 каплям соли железа(II) добавьте 2 капли раствора серной кислоты и 1 каплю раствора KMnO_4 . Что наблюдаете?

Уравнение реакции (эффект):



Опыт 6Л. Гидролиз солей железа(II)

Раствор соли железа(II) испытайте лакмусовой бумажкой.

Гидролиз соли железа(II), образованной сильной кислотой, протекает по; реакция среды, рН.....7.

Молекулярное уравнение:

Ионное уравнение:

Опыт 7Л. Качественная реакция на ион Fe^{2+}

К раствору FeSO_4 прилейте раствор красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe(CN)}_6]$. Каков эффект реакции?

Уравнение реакции (эффект):

.....

Опыт 8Л. Получение и свойства гидроксида железа(III)

К 3-4 мл соли железа(III) добавьте по каплям раствор щелочи до выпадения осадка. Разделите осадок на 2 части, одну испытайте действием раствора соляной кислоты, другую – конц. раствором щелочи. Какими свойствами обладает Fe(OH)_3 ?

Уравнения реакций (эффекты):



Вывод: гидроксид железа(III) проявляет свойства.

Опыт 9Л. Гидролиз солей железа(III)

а) Растворите в воде несколько кристалликов FeCl_3 и определите реакцию среды лакмусовой бумажкой или универсальным индикатором.

Гидролиз соли железа(III), образованной сильной кислотой, протекает по(катиону, аниону), по ступеням; реакция среды, рН.....7.

Молекулярное уравнение по 1 ступени:

Ионное уравнение:

б) Поместите в 2 пробирки по 2-3 мл раствора $FeCl_3$, в одну добавьте несколько капель конц. соляной кислоты, во вторую – воду, и нагрейте до кипения. Отметьте изменения цвета раствора $FeCl_3$ и объясните свои наблюдения.

Гидролиз, как и все равновесные процессы, подчиняется принципу Поэтому добавление продукта реакции (HCl) смещает равновесие в сторону и окраска раствора А разбавление раствора и нагревание смещает равновесие в сторону Гидролиз (усиливается, ослабевает) и образуется

в) К 2-3 мл раствора $FeCl_3$ добавьте по каплям раствор соды до появления красно-бурого осадка. Каким образом Вы можете доказать, что образуется не карбонат, а гидроксид железа(III)?

При сливании растворов соли железа(III) и карбоната происходит (усиление, ослабление) гидролиза, который доходит

Доказать, что образуется $Fe(OH)_3$, а не карбонат, можно взаимодействием полученного и промытого осадка с кислотой. При этом не наблюдается выделения

Уравнения реакций (эффекты):



Опыт 10Л. Качественные реакции на Fe^{3+}

а) К 2-3 мл раствора $FeCl_3$ прилейте немного раствора желтой кровяной соли $K_4[Fe(CN)_6]$.

Уравнения реакций (эффект):

Молекулярное:

Ионное:

б) К 2-3 мл раствора $FeCl_3$ добавьте несколько капель роданида калия (или аммония).

Уравнение реакции (эффект):

.....

Опыт 11Л. Восстановление соединений железа(III)

а) К небольшому объему раствора $FeCl_3$ добавьте свежеприготовленный раствор H_2S .

Уравнение реакции (эффект):

.....

б) К раствору $FeCl_3$ прилейте немного раствора KI .

Уравнение реакции (эффект):

.....

Вывод: хлорид железа(III) в первой и во второй реакции играет роль Восстановительные свойства проявляют- ион (а) и – ион (б).

2) Гранулы алюминия полностью растворили в соляной кислоте. К полученному раствору постепенно добавляли раствор щелочи. При этом вначале наблюдали выпадение осадка, а затем его растворение. Через образовавшийся прозрачный раствор пропускали избыток углекислого газа для полного осаждения гидроксида алюминия. Осадок отделили и прокалили. Полученное твердое белое вещество сплавляли и гидросульфатом калия. Образовавшуюся смесь растворили в воде, и для отделения соединения алюминия к ней добавили раствор аммиака.

Напишите уравнения реакций семи описанных превращений веществ.

6. Критерии оценивания результатов освоения дисциплины

6.1. Оценочные средства и критерии оценивания для *текущей* аттестации

1. Выполнение и защита лабораторной работы.

Критерии оценивания:

- выполнение химического эксперимента с соблюдением правил по ТБ и получение корректных экспериментальных данных – 1 балл;

- подготовка отчета по установленной форме (в Лабораторном журнале) – 0 - 4 балла.

«Отлично» - 5 баллов;

«Хорошо» - 4 балла;

«Удовлетворительно» - 3 балла;

«Неудовлетворительно» - менее 3 баллов.

2. Химический диктант

Пример химического диктанта

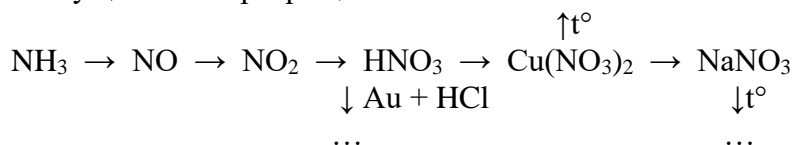
3 семестр

Тема «Азот и фосфор»

В-2

V-A

1. Аммиак. Строение молекулы. Получение. Свойства.
2. Производные фосфора (I, III). Получение. Строение молекул. Свойства.
3. Осуществите превращения:



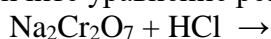
4 семестр

Тема «Хром и его соединения»

В-1

VI B- группа

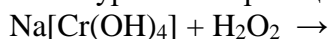
1. Укажите условия существования хроматов и дихроматов.
2. Напишите уравнение реакции гидролиза сульфата хрома(III).
3. Закончите уравнение реакции и расставьте коэффициенты (методом полуреакций):



В-2

VI B- группа

1. Каков кислотно-основный характер гидроксида хрома(III)? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
2. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме между K_2CrO_4 и KOH .
3. Закончите уравнение реакции и расставьте коэффициенты (методом полуреакций):



В-3

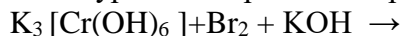
VI B- группа

1. Устойчивы ли соединения хрома (II)? Почему? Ответ подтвердите уравнениями реакции.

2. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме между $K_2Cr_2O_7$ и KOH .
3. Закончите уравнение реакции и расставьте коэффициенты (методом полуреакций):
 $Na_2Cr_2O_7 + (NH_4)_2S \rightarrow$

В-4 VI В- группа

1. Каковы способы получения оксида хрома (III)? Приведите возможно большее число уравнений реакций.
2. Приведите пример реакции, где соединение хрома является окислителем.
3. Закончите уравнение реакции и расставьте коэффициенты (методом полуреакций):



В-5 VI В- группа

1. Каков кислотно-основный характер гидроксида хрома (III)? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
2. Приведите пример реакции, где соединение хрома является восстановителем.
3. Закончите уравнение реакции и расставьте коэффициенты (методом полуреакций):



В-6 VI В- группа

1. Каковы условия существования хроматов и дихроматов?
2. Напишите уравнение реакции гидролиза сульфата хрома(III).
3. Закончите уравнение реакции и расставьте коэффициенты (методом полуреакций):



В-7 VI В- группа

1. Устойчивы ли соединения хрома(II)? Почему? Ответ подтвердите уравнениями реакций с гидроксидом хрома(II).
2. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме между $Cr(OH)_3$ и KOH .
3. Закончите уравнение реакции и расставьте коэффициенты (методом полуреакций):



В-8 VI В- группа

1. Перечислите возможно больше способов получения оксида хрома (III).
2. Приведите пример реакции, где соединение хрома является окислителем.
3. Закончите уравнение реакции и расставьте коэффициенты (методом полуреакций):



В-9 VI В- группа

1. Каков кислотно-основный характер гидроксида хрома (III)? Приведите соответствующие свойствам уравнения реакций.
2. Приведите пример реакции, где соединение хрома является восстановителем.
3. Закончите уравнение реакции и расставьте коэффициенты (методом полуреакций):



В-10 VI В- группа

1. Охарактеризуйте свойства хрома как простого вещества. Ответ подтвердите уравнениями реакций.
2. Напишите уравнение реакции гидролиза сульфата хрома (III).
3. Закончите уравнение реакции и расставьте коэффициенты (методом полуреакций):



В-11 VI В- группа

1. Сравните кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов хрома.
2. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме между K_2CrO_4 и H_2SO_4
3. Закончите уравнение реакции и расставьте коэффициенты (методом полуреакций):
 $CrCl_3 + H_2O_2 + KOH \rightarrow$

В-12 VI В- группа

1. Напишите уравнение реакции получения хромового ангидрида. Охарактеризуйте его свойства.
2. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме между $Cr(OH)_3$ и KOH .
3. Закончите уравнение реакции и расставьте коэффициенты (методом полуреакций):
 $CrCl_3 + NaI + H_2O \rightarrow$

Критерии оценивания:

«Отлично» - ответ правильный на 90-100%;

«Хорошо» - ответ верный на 80-90%;

«Удовлетворительно» - ответ верный на 60-80%;

«Неудовлетворительно» - задания выполнены менее чем на 60%.

3. Контрольная работа

3 семестр

Образец варианта контрольной работы «Химия элементов А-групп»

1. Дайте сравнительную характеристику силы, устойчивости и окислительной активности в ряду оксокислот хлора.
2. Подтвердите окислительно-восстановительную двойственность пероксида водорода (не менее 4-5 уравнений).
3. Покажите сходство и отличия свойств аммиака и гидразина.
4. Закончите уравнение и укажите роль $H[SnCl_3]$
 $H[SnCl_3] + K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow$
5. Хлорид алюминия в промышленности получают по реакции:
а) $Na[Al(OH)_4] + HCl \rightarrow$
б) $Al + Cl_2 \rightarrow$
в) $Al_2O_3 + HCl \rightarrow$
г) $Al_2O_3 + C + Cl_2 \rightarrow$
6. Жесткость воды, ее виды, единицы изменения, способы устранения.
7. Осуществите превращения:
 $Cl_2 \rightarrow KClO_3 \rightarrow O_2 \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow CaHPO_4$

4 семестр

1. Приведите примеры оксидов и гидроксидов хрома в различных степенях окисления, укажите их кислотно-основный характер и окислительно-восстановительные свойства.
2. Объясните причину неустойчивости иодида железа(3) и иодида меди(2). Ответ подтвердите уравнениями реакций.
3. Приведите пример реакции, где соединение марганца проявляет окислительные свойства, расставьте коэффициенты электронно-ионным методом.
4. Качественные реакции на Fe^{2+} и Fe^{3+} .
5. Старое серебряное изделие оказалось покрыто темным налетом. Для удаления темного слоя воспользовались горячим концентрированным раствором азотной кислоты.
При добавлении к получившемуся раствору соляной кислоты выпал осадок белого цвета, который растворили в крепком растворе аммиака.

Когда к получившемуся прозрачному раствору прилили раствор иодида калия, выпал желтый осадок. Его перевели в раствор при действии концентрированного раствора тиосульфата натрия.

Напишите уравнения реакций шести описанных превращений веществ.

Критерии оценивания контрольной работы:

«отл» - работа выполнена правильно и полно, в логической последовательности, литературным языком, самостоятельно, приведены все необходимые химические формулы и уравнения реакций;

«хор» - работа выполнена правильно, но допущены несущественные ошибки или упущены нехарактерные факты;

«удовл» - работа выполнена не менее чем наполовину, допущена одна существенная или 1-2 несущественные ошибки;

«неуд» - работа выполнена менее чем наполовину, или содержит несколько существенных ошибок.

6.2. Оценочные средства и критерии оценивания для промежуточной аттестации

1. Экзамен (3 семестр)

Вопросы для подготовки к экзамену:

1. Водород. Особенности положения в ПС. Строение атома, изотопы. Характеристика молекулы. Способы получения в промышленности и лаборатории. Физические и химические свойства водорода. Соединения водорода с металлами и неметаллами и их свойства. Применение водорода.

2. Общая характеристика атомов элементов и простых веществ семейства галогенов. Причины изменения физических свойств элементарных веществ в подгруппе. Характерные С.О. Фтор, нахождение в природе, способы получения. Особенности химических свойств фтора как самого электроотрицательного элемента. Краткая характеристика водородных и кислородных соединений фтора. Причины и следствия ассоциации молекул фтороводорода. Применение фтора и его соединений.

3. Хлор, нахождение в природе, способы получения в промышленности и лаборатории. Физические и химические свойства хлора, физиологическое действие. Соединения хлора с водородом, хлороводородная кислота, способы получения, свойства. Хлориды, свойства и применение. Качественная реакция на хлорид-ионы.

4. Кислородные соединения хлора: оксиды кислоты, соли. Характеристика кислородных соединений хлора в С.О. I, III, IV, хлорная известь (получение соединений, свойства).

5. Характеристика кислородных соединений хлора в С.О.V, VI и VII (оксиды, кислоты, соли), их получения и свойства. Сравнение силы, прочности и окислительных свойств оксокислот хлора. Защита окружающей среды от загрязнений хлором.

6. Характеристика элементов семейства брома. Нахождение в природе, способы получения, свойства простых веществ. Водородные и кислородные соединения элементов семейства брома, их получение и свойства. Межгалогидные соединения. Биологическая роль галогенов и их соединений.

7. Общая характеристика атомов элементов и простых веществ VI-A группы. Кислород, нахождение в природе. Изотопы. Строение молекулы с позиций МВС и ММО. Объяснение магнитных свойств. Лабораторные и промышленные способы получения кислорода.

8. Физические и химические свойства кислорода. Кислород как окислитель. Взаимодействие простых и сложных веществ с кислородом.

9. Оксиды, способы получения, классификация, номенклатура, свойства. Аллотропия кислорода. Озон, получение, свойства, образование в природе. Применение кислорода, его роль в живой и неживой природе. Воздух.

10. Соединения кислорода с водородом. Вода, пероксид водорода. Электронное строение. Термическая устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Пероксиды металлов, получение и свойства.

11. Сера, нахождение в природе, аллотропия. Химические свойства серы, физические свойства α и β -серы. Строение молекул. Пластическая сера, применение. Биологическая роль серы, круговорот серы в природе. Соединения серы с водородом (сульфаны). Сероводород, получение, физические свойства, физиологическое действие (ПДК). Химические свойства. Сероводородная кислота, сульфиды. Восстановительные свойства сероводорода и его производных. Полисульфаны и полисульфиды.

12. Кислородные соединения серы, их характер. Оксид серы (IV), нахождение в природе, способы получения, физические свойства, физиологическое действие (ПДК). Химические свойства. Свойства сернистой кислоты и её солей.

13. Тиосерная кислота, тиосульфаты, их практическое значение. Оксид серы (VI), получение, физические и химические свойства. Серная кислота, ее свойства (разб. и конц.). Правила обращения с конц. серной кислотой.

14. Получение серной кислоты. Химизм нитрозного и контактного способов получения. Производство серной кислоты и охрана окружающей среды.

15. Дисерная кислота. Соли серной и дисерной кислот. Значение серной кислоты и ее солей. Пероксосерные кислоты и их соли.

16. Общая характеристика атомов элементов и простых веществ V-A группы. Азот. Нахождение в природе, объяснение химической связи в молекуле с позиций МВС и ММО, объяснение ее особой устойчивости. Лабораторные и промышленные способы получения азота. Применение.

17. Соединения азота с водородом. Аммиак, строение молекулы, тип гибридизации, лабораторные и промышленные способы получения. Физические свойства аммиака, его физиологическое действие. Типы реакций, характерных для аммиака (ОВР, присоединения, комплексообразования).

18. Соли аммония, их особенности. Амиды, имида, нитриды металлов. Применение аммиака и солей аммония.

19. Характеристика гидразина и гидроксиламина в сравнении с аммиаком (получение, строение, свойства).

20. Кислородные соединения азота. Оксид азота (I), его получение и свойства. Оксид азота (II), строение молекулы по ММО, получение и свойства.

21. Оксиды азота (III) и (IV). Получение, строение и свойства. Причины димеризации оксида азота (IV). Азотистая кислота, нитриты. Окислительно-восстановительная двойственность соединений азота (III) и (IV).

22. Оксид азота (V), его получение, строение, свойства. Азотная кислота, электронное строение молекулы, заряд, С.О. и валентность азота в ней. Лабораторные и промышленные способы получения азотной кислоты. Свойства азотной кислоты, общие с другими кислотами.

23. Химические свойства азотной кислоты как окислителя. Особенности взаимодействия с металлами, неметаллами и сложными веществами.

24. Царская водка, ее свойства. Нитраты. Отношение нитратов к нагреванию. Биологическая роль азота. Азотные удобрения. Круговорот азота.

25. Фосфор, нахождение в природе, получение. Аллотропия. Физиологическое действие. Физические и химические свойства.

26. Водородные соединения фосфора. Фосфин, геометрия молекулы, сравнение свойств фосфина и аммиака. Фосфиды.

27. Кислородные соединения фосфора. Оксиды. Оксокислоты (фосфорноватистая, фосфористая, фосфорные). Изменение устойчивости, кислотных и окислительно-восстановительных свойств в ряду оксокислот.

28. Соли фосфорных кислот (в С.О. V, орто-, ди-, метафосфаты). Их практическое значение. Качественные реакции на мета-, ди-, ортофосфат-ионы.

29. Галогениды фосфора, получение и отношение к гидролизу. Биологическая роль фосфора. Фосфорные удобрения.

30. Общая характеристика атомов элементов и свойств простых веществ IV-A группы. Углерод, нахождение в природе, аллотропия. Физические свойства. Типы гибридизации углерода. Химические свойства углерода. Практическое использование восстановительных свойств углерода. Краткая характеристика водородных соединений. Карбиды металлов.

31. Кислородные соединения углерода. Оксид углерода (II), строение молекулы с позиций ММО и МВС. Физиологическое действие, химические свойства. Фосген, карбонилы металлов. Оксид углерода (IV), строение молекул, получение, физические и химические свойства. Угольная кислота и ее соли. Соединения углерода с азотом и галогенами. Синильная кислота, цианиды, CCl_4 . Фторпроизводные, фреоны.

32. Кремний и его соединения. Нахождение в природе, промышленные и лабораторные способы получения кремния, свойства, применение. Водородные соединения кремния. Силициды. Оксид кремния (IV), кварц, кварцевое стекло, его применение. Силикаты, растворимое стекло. Силикатные материалы (цемент, бетон, фарфор, фаянс).

33. Элементы I-A группы, распространение в земной коре, изотопы, природные соединения. Общая характеристика атомов элементов и свойств простых веществ. Способы получения, физические и химические свойства. Важнейшие соединения (гидриды, оксиды, гидроксиды, пероксиды, соли), их получение и свойства. Применение щелочных металлов и их соединений. Роль в живой природе.

34. Элементы II-A группы, распространение в земной коре, природные соединения. Общая характеристика атомов элементов и свойств простых веществ. Получение в промышленности, физические и химические свойства. Соединения (гидриды, оксиды, гидроксиды, пероксиды, соли), их получение и свойства. Применение. Физиологическое действие соединений. Жесткость воды и способы ее устранения.

35. Элементы III-A группы. Распространение в земной коре. Природные соединения. Характеристика атомов элементов и свойств простых веществ. Характеристика бора (получение, физические и химические свойства, применение). Соединения бора с водородом, металлами, азотом. Оксиды, гидроксиды. Ортоборная кислота, бура. Применение. Бор, как микроэлемент.

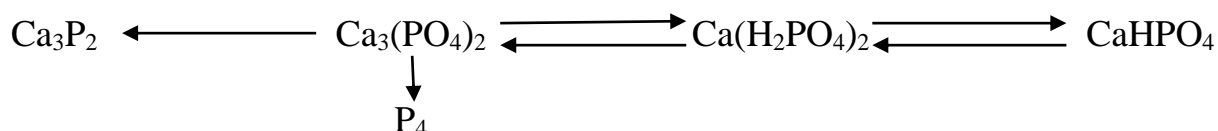
36. Алюминий, нахождение в природе, получение, физические и химические свойства. Аллюминотермия.

37. Соединения алюминия (оксид, гидроксид, гидроксоалюминаты, соли), их получение и свойства. Применение алюминия и его соединений.

38. Общая характеристика свойств элементов A-групп ПС и их соединений. Закономерности в изменении радиуса атома, энергии ионизации, СЭ, ЭО в периодах и подгруппах. Соединения металлов и неметаллов с водородом, закономерности в изменении их свойств. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов и характер изменения их в периодах и подгруппах.

Примеры практических заданий

39. 1. Осуществите превращения:

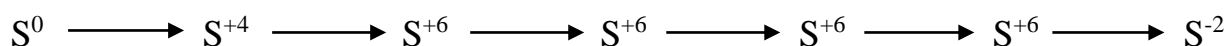


40. 2. Осуществите превращения:

41. $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{X}_1 \rightarrow \text{X}_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
42. а) все реакции обменные;
43. б) все реакции окислительно-восстановительные.
44. 3. При постепенном добавлении к голубому раствору медного купороса крепкого раствора аммиака вначале выпал голубой студенистый осадок, а затем растворился. К образовавшемуся красивому ярко-синему раствору прилили раствор сульфида калия. Образовавшийся черный осадок прокипятили с крепким раствором азотной кислоты, а выделяющийся при этом бурый газ поглощали щелочью.
45. Напишите уравнения реакций пяти описанных превращений веществ.
46. 4. Закончите уравнение реакции, расставьте коэффициенты электронно-ионным методом:



48. 5. Осуществите превращения:



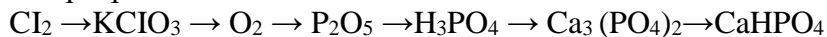
В содержание экзаменационного билета включаются два теоретических вопроса и два практических задания: осуществить цепочку переходов и составить уравнение окислительно-восстановительной реакции (используя электронно-ионный метод). Практические задания являются вариативными.

Образец экзаменационного билета:

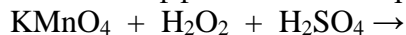
1. Физические и химические свойства кислорода. Кислород как окислитель. Взаимодействие простых и сложных веществ с кислородом.
2. Соединения алюминия (оксид, гидроксид, гидроксоалюминаты, соли), их получение и свойства. Применение алюминия и его соединений.

Практическая часть:

1. Осуществите превращения:



2. Закончите уравнение, расставьте коэффициенты электронно-ионным методом:



Критерии оценивания:

Оценку «отлично» - студент получает за **полные и правильные** ответы на все вопросы билета, изложенные в определенной последовательности и подтвержденные соответствующими **примерами**. При этом студент самостоятельно записывает химические формулы соединений, дает им названия по различным номенклатурам, на нужной теоретической платформе характеризует строение веществ, подтверждает свойства и способы получения веществ уравнениями реакций, с указанием условий их протекания; умеет объяснять и прогнозировать закономерности в изменении свойств важнейших соединений: водородных, оксидов, гидроксидов, солей.

Оценку «хорошо» - студент получает за **неполное, правильное** изложение вопросов, либо если при ответе были допущены **2-3 несущественные ошибки**, исправленные по требованию преподавателя. Ошибки и неточности заключаются в пропуске некоторых коэффициентов в уравнениях реакций, указании не во всех уравнениях условий их протекания, не все теоретические концепции привлекаются для характеристики строения веществ.

Оценку «удовлетворительно» - студент получает при ответе, в котором освещена **основная, наиболее важная часть** материала, но при этом допущены **несколько существенных ошибок**, или ответ **неполный, неточный**.

Оценка «неудовлетворительно» - студент при ответе обнаружил **непонимание** значительной части программного материала или допущено **три и более существенные ошибки**, или **полностью отсутствует один из вопросов**.

Существенные ошибки связаны с недостатком знаний основной, наиболее важной части программного материала.

Несущественные ошибки связаны с недостаточно точным и полным (развернутым) ответом на вопрос.

2. Зачет (4 семестр)

а) Средствами оценивания являются задания для текущего контроля.

Критерии оценивания:

«**Зачтено**» выставляется студенту, который:

- выполнил и защитил не менее 4 полных лабораторных работ;
- написал контрольную работу на оценку не ниже «удовлетворительно»;
- не имеет неудовлетворительных оценок по химическим диктантам.

«**Не зачтено**» выставляется студенту, который:

- имеет невыполненными и незащищенными более двух лабораторных работ;
- или написал контрольную работу на оценку ниже «удовлетворительно»;
- или имеет более одной неудовлетворительные оценки по химическим диктантам.

7. Перечень основной и дополнительной учебной литературы

7.1. Основная литература

1. Ершов, Ю. А. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 1: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд. — 10-е изд., испр. и доп. — М. : Издательство Юрайт, 2017. — 215 с.

<https://biblio-online.ru/book/9EF62046-E896-40EA-A19D-ABFAD1260476>

2. Ершов, Ю. А. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 2: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд. — 10-е изд., испр. и доп. — М. : Издательство Юрайт, 2017. — 360 с.

<https://biblio-online.ru/book/D1023147-B5F3-4C9F-85FA-1E57F4C31AB7>

3. Суворов, А. В. Общая и неорганическая химия в 2 т. Том 1: учебник для академического бакалавриата / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. — 6-е изд., испр. и доп. — М.: Издательство Юрайт, 2017. — 292 с.

<https://biblio-online.ru/book/31F396E4-38A9-4FE2-9347-A2265C8018BC>

4. Суворов, А. В. Общая и неорганическая химия в 2 т. Том 2: учебник для академического бакалавриата / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. — 6-е изд., испр. и доп. — М. : Издательство Юрайт, 2017. — 315 с. .

<https://biblio-online.ru/book/8BEE37D5-7D87-4256-B9F7-29A4B28E1BCD>

5. Росин, И. В. Общая и неорганическая химия в 3 т. Т. 2. Химия s-, d- и f-элементов: учебник для академического бакалавриата / И. В. Росин, Л. Д. Томина. — М.: Издательство Юрайт, 2017. — 492 с.

<https://biblio-online.ru/book/9A9646C6-801A-4B29-A6A9-242FB884445C>

6. Росин, И. В. Общая и неорганическая химия в 3 т. Т. 3. Химия p-элементов: учебник для академического бакалавриата / И. В. Росин, Л. Д. Томина. — М.: Издательство Юрайт, 2017. — 436 с.

<https://biblio-online.ru/book/6828ED4A-9939-432C-9B4D-E160E9348D3A>

7. Общая и неорганическая химия. Задачник: учебное пособие для академического бакалавриата / С. С. Бабкина [и др.]; под ред. С. С. Бабкиной, Л. Д. Томиной. — М.: Издательство Юрайт, 2018. — 464 с.

<https://biblio-online.ru/book/3B9A3BBA-C7D5-4412-9876-9241ED663F11>

7.2. Дополнительная литература

1. Миренкова Е.В. Неорганическая химия: практикум. – Смоленск: СмолГУ, 2018. – 152 с.

7.3 Материалы сети Интернет

1. Единая коллекция цифровых образовательных ресурсов
<http://school-collection.edu.ru>
2. Федеральный центр информационно-образовательных ресурсов (ФЦИОР)
<http://fcior.edu.ru>
3. Открытый колледж: Химия
<http://college.ru/himiya/>
4. Портал фундаментального химического образования России
<http://www.chemnet.ru>
5. Российский общеобразовательный портал
<http://experiment.edu.ru>
6. Химия для всех: иллюстрированные материалы по общей, органической и неорганической химии
<http://school-sector.relarn.ru/nsm/>
7. Журнал "Химия и Жизнь - XXI век"
<http://www.hij.ru>
8. Мир химии
<http://chemistry.narod.ru>
9. Виртуальная Химическая Школа
<http://him-school.ru>
10. Все для учителя химии
<http://him.1september.ru>
11. Учебник химии
<http://my.mail.ru/community/chem-textbook/>
12. <http://www.chem.msu.ru/rus/elibrary/> (Электронная библиотека учебных материалов по химии портала "ChemNet")
13. <http://www.chem.msu.ru/rus/weldept.html> (Сайт химического факультета МГУ)
14. <http://rusacademedu.ru/> (Сайт Российская академия образования)

8. Материально-техническое обеспечение и программное обеспечение

8. Материально-техническое обеспечение

Учебные аудитории для проведения учебных занятий - корпус № 1, ауд. 61: ноутбук HP 530 CM-530, проектор Vivitek D557W, экран настенный ProScreen; ауд. 62.

Помещение для самостоятельной работы - уч. корпус № 1, ауд. 26: учебная мебель (30 посадочных мест), компьютерный класс с выходом в сеть Интернет (17 компьютеров), принтер HP Deskjet 1280, сканер EPSONGT1500 A3.

9. Программное обеспечение

Microsoft Open License (Windows XP, 7, 8, 10, Server, Office 2003-2016), лицензия 66975477 от 03.06.2016 (бессрочно).

Обучающимся обеспечен доступ к ЭБС «Юрайт», ЭБС «IPRbooks», доступ в электронную информационно-образовательную среду университета, а также доступ к современным профессиональным базам данных и информационным справочным системам.

ДОКУМЕНТ ПОДПИСАН
ЭЛЕКТРОННОЙ ПОДПИСЬЮ

Сертификат: 03B6A3C600B7ADA9B742A1E041DE7D81B0
Владелец: Артеменков Михаил Николаевич
Действителен: с 04.10.2021 до 07.10.2022