

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ  
Федеральное государственное автономное учреждение  
высшего профессионального образования  
"Казанский (Приволжский) федеральный университет"  
Химический институт им. А.М. Бутлерова



подписано электронно-цифровой подписью

### Программа дисциплины

Научные основы школьного курса по химии БЗ.ДВ.3

Направление подготовки: 020100.62 - Химия

Профиль подготовки: Аналитическая химия

Квалификация выпускника: бакалавр

Форма обучения: очное

Язык обучения: русский

**Автор(ы):**

Галкина И.В., Журавлева Ю.И.

**Рецензент(ы):**

Бычкова Т.И.

**СОГЛАСОВАНО:**

Заведующий(ая) кафедрой: Галкин В. И.

Протокол заседания кафедры No \_\_\_\_ от " \_\_\_\_ " \_\_\_\_\_ 201\_\_ г

Учебно-методическая комиссия Химического института им. А.М. Бутлерова:  
Протокол заседания УМК No \_\_\_\_ от " \_\_\_\_ " \_\_\_\_\_ 201\_\_ г

Регистрационный No 728214

Казань  
2014

## Содержание

1. Цели освоения дисциплины
2. Место дисциплины в структуре основной образовательной программы
3. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины /модуля
4. Структура и содержание дисциплины/ модуля
5. Образовательные технологии, включая интерактивные формы обучения
6. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины и учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов
7. Литература
8. Интернет-ресурсы
9. Материально-техническое обеспечение дисциплины/модуля согласно утвержденному учебному плану

Программу дисциплины разработал(а)(и) профессор, д.н. (профессор) Галкина И.В. Кафедра высокомолекулярных и элементоорганических соединений Химический институт им. А.М. Бутлерова, Irina.Galkina@kpfu.ru; доцент, к.н. (доцент) Журавлева Ю.И. Кафедра неорганической химии Химический институт им. А.М. Бутлерова, Yulia.Zyavkina@kpfu.ru

### 1. Цели освоения дисциплины

овладение фундаментальными основами общей, неорганической и органической химии, теоретическое изложение современных основ химии, а также части фактического материала по химии ряда элементов, на примере которых закрепляются теоретические представления; овладение методами педагогики и методики преподавания химии, умением доносить в доступной для учащихся форме излагаемые представления, навыками проведения демонстрационного химического эксперимента.

### 2. Место дисциплины в структуре основной образовательной программы высшего профессионального образования

Данная учебная дисциплина включена в раздел "Б3.ДВ.3 Профессиональный" основной образовательной программы 020100.62 Химия и относится к дисциплинам по выбору. Осваивается на 4 курсе, 8 семестр.

Дисциплина относится к вариативной части учебного цикла С1 (курс по выбору). Она базируется на знаниях и умениях, выработанных при прохождении общих профессиональных курсов базовой части цикла С3.

### 3. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины /модуля

В результате освоения дисциплины формируются следующие компетенции:

Шифр компетенции	Расшифровка приобретаемой компетенции
ОК-1 (общекультурные компетенции)	знает основные положения и методы социальных, гуманитарных и экономических наук, способен использовать их при решении социальных и профессиональных задач и способен анализировать социально-значимые проблемы и процессы;
ПК-2 (профессиональные компетенции)	понимает роль естественных наук (химии в том числе) в выработке научного мировоззрения;
ПК-24 (профессиональные компетенции)	владеет методами отбора материала, преподавания и основами управления процессом обучения в школе;
ПК-25 (профессиональные компетенции)	владеет базовыми навыками педагогической деятельности;

В результате освоения дисциплины студент:

1. должен знать:

основные понятия и законы химии; теоретические положения и общие вопросы, современные представления о строении атома и вещества, о химической связи, основные классификации и номенклатуры, именные реакции в химии, о супромолекулярной химии, нанотехнологиях и наноматериалах.

2. должен уметь:

пользоваться Периодической системой химических элементов, теорией химического строения органических соединений А.М.Бутлерова, понимать закономерности протекания химических реакций в растворах и твердой фазе, основы химической термодинамики и кинетики.

3. должен владеть:

методами педагогики и методики преподавания химии, уметь доносить в доступной для учащихся форме излагаемые представления, навыками проведения демонстрационного химического эксперимента.

4. должен демонстрировать способность и готовность:

владения методами педагогики и методики преподавания химии, уметь доносить в доступной для учащихся форме излагаемые представления, навыками проведения демонстрационного химического эксперимента.

#### 4. Структура и содержание дисциплины/ модуля

Общая трудоемкость дисциплины составляет 3 зачетных(ые) единиц(ы) 108 часа(ов).

Форма промежуточного контроля дисциплины экзамен в 8 семестре.

Суммарно по дисциплине можно получить 100 баллов, из них текущая работа оценивается в 50 баллов, итоговая форма контроля - в 50 баллов. Минимальное количество для допуска к зачету 28 баллов.

86 баллов и более - "отлично" (отл.);

71-85 баллов - "хорошо" (хор.);

55-70 баллов - "удовлетворительно" (удов.);

54 балла и менее - "неудовлетворительно" (неуд.).

#### 4.1 Структура и содержание аудиторной работы по дисциплине/ модулю

##### Тематический план дисциплины/модуля

N	Раздел Дисциплины/ Модуля	Семестр	Неделя семестра	Виды и часы аудиторной работы, их трудоемкость (в часах)			Текущие формы контроля
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы	
1.	Тема 1. Основные понятия и законы химии.	8	1	2	0	0	домашнее задание
2.	Тема 2. Строение электронных оболочек атомов.	8	2	2	0	0	домашнее задание
3.	Тема 3. Типы химических связей. Валентность и степень окисления.	8	3	2	0	0	домашнее задание
4.	Тема 4. Классификация и номенклатура химических веществ и реакций.	8	4	2	0	0	домашнее задание
5.	Тема 5. Растворы, реакции в водных растворах и окислительно-восстановительные процессы.	8	5	2	0	0	домашнее задание

N	Раздел Дисциплины/ Модуля	Семестр	Неделя семестра	Виды и часы аудиторной работы, их трудоемкость (в часах)			Текущие формы контроля
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы	
6.	Тема 6. Общая характеристика неметаллов (обзор свойств).	8	6	2	0	0	домашнее задание
7.	Тема 7. Обобщение знаний	8	7	2	0	0	домашнее задание
8.	Тема 8. Общая характеристика металлов. Щелочные и щелочно-земельные металлы.	8	8	2	0	0	домашнее задание
9.	Тема 9. Переходные металлы.	8	9	2	0	0	домашнее задание
10.	Тема 10. Подготовка реферата по одной из выбранных тем. Проведение контрольной работы.	8	10	2	0	0	контрольная работа
11.	Тема 11. Химические знания древних.	8	11	2	0	0	домашнее задание
12.	Тема 12. Классификация, номенклатура органических соединений по системе ИЮПАК.	8	12	2	0	0	домашнее задание
13.	Тема 13. Решение конкретных примеров по составлению названий сложных органических соединений.	8	13	2	0	0	домашнее задание
14.	Тема 14. Электроотрицательность, валентность и степень окисления.	8	14	2	0	0	домашнее задание
15.	Тема 15. Окислительно-восстановительные реакции в органической химии.	8	15	2	0	0	домашнее задание
16.	Тема 16. Именные реакции в органической химии.	8	16	2	0	0	домашнее задание
17.	Тема 17. Именные реакции в органической химии(школьный курс).	8	17	2	0	0	домашнее задание

N	Раздел Дисциплины/ Модуля	Семестр	Неделя семестра	Виды и часы аудиторной работы, их трудоемкость (в часах)			Текущие формы контроля
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы	
18.	Тема 18. Подготовка реферата и представление презентации по одной из выбранных именных реакций. Обобщение знаний. Проведение контрольной работы	8	18	2	0	0	контрольная работа
.	Тема . Итоговая форма контроля	8		0	0	0	экзамен
	Итого			36	0	0	

## 4.2 Содержание дисциплины

### Тема 1. Основные понятия и законы химии.

#### *лекционное занятие (2 часа(ов)):*

Место химии в естествознании. Масса и энергия. Основные понятия химии. Вещество. Молекула. Атом. Электрон. Ион. Химический элемент. Химическая формула. Относительные атомная и молекулярная массы. Моль. Молярная масса. Химические превращения. Закон сохранения массы и энергии. Закон постоянства состава. Стехиометрия.

### Тема 2. Строение электронных оболочек атомов.

#### *лекционное занятие (2 часа(ов)):*

Строение электронных оболочек атомов. Квантовые числа. Атомные орбитали. Электронные конфигурации атомов в основном и возбужденном состояниях. Периодический закон Д.И.Менделеева и его обоснование с точки зрения электронного строения атомов. Периодическая система элементов.

### Тема 3. Типы химических связей. Валентность и степень окисления.

#### *лекционное занятие (2 часа(ов)):*

Типы химических связей: ковалентная, ионная, металлическая. Механизмы образования ковалентной связи: обменный и донорно-акцепторный. Энергия связи. Электроотрицательность химических элементов. Полярность связи. Кратные связи. Модель гибридизации орбиталей. Связь электронной структуры молекул с их геометрическим строением (на примере соединений элементов 2-го периода). Валентность и степень окисления. Структурные формулы. Изомерия. Виды изомерии, структурная и пространственная изомерия. Агрегатные состояния вещества и переходы между ними в зависимости от температуры и давления. Газы. Газовые законы. Уравнение Менделеева-Клапейрона. Закон Авогадро, молярный объем. Жидкости. Ассоциация молекул в жидкостях. Твердые тела. Типы кристаллических решеток: атомные, ионные, молекулярные, металлические.

### Тема 4. Классификация и номенклатура химических веществ и реакций.

#### *лекционное занятие (2 часа(ов)):*



Индивидуальные вещества, смеси, растворы. Простые вещества, аллотропия. Металлы и неметаллы. Сложные вещества. Основные классы неорганических веществ: оксиды, основания, кислоты, соли. Основные классы органических веществ: углеводороды, галоген-, кислород- и азотсодержащие вещества. Карбо- и гетероциклы. Полимеры и макромолекулы. Химические реакции и их классификация. Типы разрыва химических связей. Гомо- и гетеролитические реакции. Окислительно - восстановительные реакции. Тепловые эффекты химических реакций. Термохимические уравнения. Скорость химической реакции. Зависимость скорости реакций от концентрации (закон действующих масс), температуры (правило Вант-Гоффа). Явление катализа. Катализаторы. Примеры каталитических процессов. Обратимые реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия, степень превращения. Смещение химического равновесия под действием температуры и давления (концентрации). Принцип Ле Шателье.

### **Тема 5. Растворы, реакции в водных растворах и окислительно-восстановительные процессы.**

#### **лекционное занятие (2 часа(ов)):**

Растворы. Механизм образования растворов. Растворимость веществ и ее зависимость от температуры и природы растворителя. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярная концентрация, объемная доля. Электролиты. Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация кислот, оснований и солей. Кислотно-основные взаимодействия в растворах. Амфотерность. Гидролиз солей. Различные случаи гидролиза. Ионные уравнения реакций. Окислительно-восстановительные реакции в растворах. Определение стехиометрических коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций. Ряд напряжений металлов. Электролиз растворов и расплавов.

### **Тема 6. Общая характеристика неметаллов (обзор свойств).**

#### **лекционное занятие (2 часа(ов)):**

Водород. Изотопы водорода. Соединения водорода с металлами и неметаллами. Вода. Пероксид водорода. Галогены. Галогеноводороды. Галогениды. Кислород. Оксиды и пероксиды. Озон. Сера. Сероводород, сульфиды. Оксиды серы (IV) и (VI). Сернистая и серная кислоты и их соли. Азот. Аммиак, соли аммония, их термическое разложение. Оксиды азота. Азотистая и азотная кислоты и их соли. Термическое разложение нитратов. Их окислительная способность. Фосфор. Оксиды фосфора(III) и (V). Ортофосфорная кислота. Ортофосфаты. Углерод. Изотопы углерода. Простейшие углеводороды: метан, этилен, ацетилен. Карбиды кальция, алюминия и железа. Оксиды углерода(II) и (IV). Угольная кислота и ее соли. Кремний. Оксид кремния(IV). Кремниевые кислоты, силикаты

### **Тема 7. Обобщение знаний**

#### **лекционное занятие (2 часа(ов)):**

Генетическая связь между классами неорганических соединений.

### **Тема 8. Общая характеристика металлов. Щелочные и щелочно-земельные металлы.**

#### **лекционное занятие (2 часа(ов)):**

Щелочные металлы. Оксиды, пероксиды, гидроксиды и соли щелочных металлов. Щелочноземельные металлы, бериллий, магний, их оксиды, гидроксиды и соли. Алюминий. Оксид, гидроксид и соли алюминия. Представление об алюмосиликатах.

### **Тема 9. Переходные металлы.**

#### **лекционное занятие (2 часа(ов)):**

Медь, серебро. Оксиды меди(I) и (II), оксид серебра(I). Гидроксид меди(II). Соли серебра и меди. Цинк. Оксид цинка. Гидроксид цинка и его соли. Хром. Оксиды хрома(II), (III) и (VI). Гидроксиды и соли хрома(II) и (III). Хроматы и дихроматы(VI). Марганец. Оксиды марганца(II) и (IV). Гидроксид и соли марганца(II). Перманганат калия. Железо. Оксиды железа(II), (II)-(III) и (III). Гидроксиды и соли железа(II) и (III). Комплексные соединения железа.

### **Тема 10. Подготовка реферата по одной из выбранных тем. Проведение контрольной работы.**

#### **лекционное занятие (2 часа(ов)):**

Проведение контрольной работы по темам 1-9.

### **Тема 11. Химические знания древних.**

#### **лекционное занятие (2 часа(ов)):**

История возникновения и развития органической химии. Теория флагистона. Алхимки и иятрохимии. Парацельс, Лавуазье, Берцелиус. Казанская школа химиков.

### **Тема 12. Классификация, номенклатура органических соединений по системе ИЮПАК.**

#### **лекционное занятие (2 часа(ов)):**

Органические соединения классифицируют по двум основным признакам: строению углеродного скелета и функциональным группам. По строению углеродного скелета различают ациклические, карбоциклические и гетероциклические соединения. Органические соединения по природе функциональных групп делят на классы: спирты и фенолы, простые и сложные эфиры, амины, нитросоединения, альдегиды и кетоны, карбоновые кислоты и их амиды, тиолы, сульфокислоты.

### **Тема 13. Решение конкретных примеров по составлению названий сложных органических соединений.**

#### **лекционное занятие (2 часа(ов)):**

Составление названий лекарственных препаратов по справочнику Машковского. Правило змейки. Название сложных лекарственных препаратов по системе ИЮПАК.

### **Тема 14. Электроотрицательность, валентность и степень окисления.**

#### **лекционное занятие (2 часа(ов)):**

Понятия об энергии ионизации и энергии сродства к электрону. Кекуле - положения теории валентности, современное определение. Степень окисления. Окислительно - восстановительные реакции в органической химии. Электроотрицательность, валентность и степень окисления.

### **Тема 15. Окислительно-восстановительные реакции в органической химии.**

#### **лекционное занятие (2 часа(ов)):**

Окислительно-восстановительные реакции в органической химии. Электроотрицательность и ее количественная оценка по Полингу, Малликену и Олреду-Рохову. Таблица электроотрицательности. Решение конкретных примеров по составлению окислительно восстановительных реакций в органической химии. Дробные степени окисления.

### **Тема 16. Именные реакции в органической химии.**

#### **лекционное занятие (2 часа(ов)):**

История возникновения именных реакции в органической химии и механизмы их протекания: Вагнера, Велера, Вильямсона, Вюрца, Гофмана, Густавсона, Зелинского-Казанского, Зинина и Канниццаро (продолжение)

### **Тема 17. Именные реакции в органической химии(школьный курс).**

#### **лекционное занятие (2 часа(ов)):**

Именные реакции в органической химии, механизмы реакций : Кирхгофа, Кольбе, Кучерова, Коновалова, Лебедева, Розенмунда-Зайцева, Савича (школьный курс).

### **Тема 18. Подготовка реферата и представление презентации по одной из выбранных именных реакций. Обобщение знаний. Проведение контрольной работы**

#### **лекционное занятие (2 часа(ов)):**

Проведение контрольной работы по темам 11-17.

## **4.3 Структура и содержание самостоятельной работы дисциплины (модуля)**



N	Раздел Дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды самостоятельной работы студентов	Трудоемкость (в часах)	Формы контроля самостоятельной работы
1.	Тема 1. Основные понятия и законы химии.	8	1	подготовка домашнего задания: Основные классы неорганических соединений. Реакции взаимного перехода	2	домашнее задание
2.	Тема 2. Строение электронных оболочек атомов.	8	2	подготовка домашнего задания: Определение химический элемент в изложении английского химика и физика	2	домашнее задание
3.	Тема 3. Типы химических связей. Валентность и степень окисления.	8	3	подготовка домашнего задания Введение понятия относительная атомная масса химического элемента. Кисл	2	домашнее задание
4.	Тема 4. Классификация и номенклатура химических веществ и реакций.	8	4	подготовка домашнего задания Антуан Лоран Лавуазье (1743-1794); и начало периода количественных ис	2	домашнее задание
5.	Тема 5. Растворы, реакции в водных растворах и окислительно-восстановительные процессы.	8	5	подготовка домашнего задания. Клод Луи Бертолле (1748-1822) и закон сохранения постоянства состава в	2	домашнее задание

N	Раздел Дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды самостоятельной работы студентов	Трудоемкость (в часах)	Формы контроля самостоятельной работы
6.	Тема 6. Общая характеристика неметаллов (обзор свойств).	8	6	подготовка домашнего задания. Первое периодическое издание по химии. Основание А.Лавуазье (1789) журн	2	домашнее задание
7.	Тема 7. Обобщение знаний	8	7	подготовка домашнего задания. Джон Дальтон (1766-1844) и введение в науку некоторых символов химическ	2	домашнее задание
8.	Тема 8. Общая характеристика металлов. Щелочные и щелочно-земельные металлы.	8	8	подготовка домашнего задания. Закон кратных отношений (1803) Дж. Дальтона и экспериментальное подтве	2	домашнее задание
9.	Тема 9. Переходные металлы.	8	9	подготовка домашнего задания. Введение И.Я. Берцелиусом понятий ?катализ? и ?аллотропия? химическог	2	домашнее задание
10.	Тема 10. Подготовка реферата по одной из выбранных тем. Проведение контрольной работы.	8	10	подготовка к контрольной работе. Д.И. Менделеев и открытие Периодического закона. Современная формул	6	контрольная работа
11.	Тема 11. Химические знания древних.	8	11	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание

N	Раздел Дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды самостоятельной работы студентов	Трудоемкость (в часах)	Формы контроля самостоятельной работы
12.	Тема 12. Классификация, номенклатура органических соединений по системе ИЮПАК.	8	12	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
13.	Тема 13. Решение конкретных примеров по составлению названий сложных органических соединений.	8	13	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
14.	Тема 14. Электроотрицательность, валентность и степень окисления.	8	14	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
15.	Тема 15. Окислительно-восстановительные реакции в органической химии.	8	15	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
16.	Тема 16. Именные реакции в органической химии.	8	16	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
17.	Тема 17. Именные реакции в органической химии(школьный курс).	8	17	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
18.	Тема 18. Подготовка реферата и представление презентации по одной из выбранных именных реакций. Обобщение знаний. Проведение контрольной работы	8	18	подготовка к контрольной работе	7	контрольная работа
	Итого				45	

### 5. Образовательные технологии, включая интерактивные формы обучения

Педагогические тренинги "Актуализация знаний по выбранной теме", ролевые игры, проблемное обучение, модели дистанционного обучения с различными вариантами обратной связи.

### 6. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины и учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов

#### Тема 1. Основные понятия и законы химии.

домашнее задание , примерные вопросы:

Вопросы к самостоятельной работе студентов: Вещество. Молекула. Атом. Электрон. Ион. Химический элемент. Химическая формула. Относительные атомная и молекулярная массы. Моль. Молярная масса. Химические превращения. Закон сохранения массы и энергии. Закон постоянства состава. Стехиометрия.

## **Тема 2. Строение электронных оболочек атомов.**

домашнее задание , примерные вопросы:

Вопросы к самостоятельной работе студентов: Главное, орбитальное, магнитное и спиновое квантовые числа. Атомные орбитали. Электронные конфигурации атомов в основном и возбужденном состояниях.

## **Тема 3. Типы химических связей. Валентность и степень окисления.**

домашнее задание , примерные вопросы:

Вопросы к самостоятельной работе студентов: Ковалентная, ионная, металлическая связь, метод ВС и МО. Образование химической связи по донорно-акцепторному механизму. Энергия связи. Ван-дер-ваальсовы взаимодействия.

## **Тема 4. Классификация и номенклатура химических веществ и реакций.**

домашнее задание , примерные вопросы:

Вопросы к самостоятельной работе студентов: Тривиальные и современные названия химических соединений. Номенклатура ЮПАК. Типы химических реакций.

## **Тема 5. Растворы, реакции в водных растворах и окислительно-восстановительные процессы.**

домашнее задание , примерные вопросы:

Вопросы к самостоятельной работе студентов: Механизм образования растворов. Растворимость веществ и ее зависимость от температуры и природы растворителя. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярная концентрация, объемная доля. Окислительно-восстановительные реакции в растворах, влияние кислотности среды на продукты восстановления. Диаграммы Лвтимера.

## **Тема 6. Общая характеристика неметаллов (обзор свойств).**

домашнее задание , примерные вопросы:

Вопросы к самостоятельной работе студентов: Соединения водорода и кислорода с неметаллами: Оксиды, пероксиды и летучие водородные соединения, их кислотно-основные свойства.

## **Тема 7. Обобщение знаний**

домашнее задание , примерные вопросы:

Вопросы к самостоятельной работе студентов: Генетическая связь между классами неорганических соединений. Реакции получения заданных веществ разными способами.

## **Тема 8. Общая характеристика металлов. Щелочные и щелочно-земельные металлы.**

домашнее задание , примерные вопросы:

Вопросы к самостоятельной работе студентов: Металлы I-III главных подгрупп. Щелочные металлы. Оксиды, пероксиды, гидроксиды и соли щелочных металлов. Щелочноземельные металлы, бериллий, магний, их оксиды, гидроксиды и соли. Алюминий. Оксид, гидроксид и соли алюминия. Представление об алюмосиликатах.

## **Тема 9. Переходные металлы.**

домашнее задание , примерные вопросы:

Вопросы к самостоятельной работе студентов: Хром. Марганец. Металлы подгруппы железа. Медь, серебро. Оксиды меди(I) и (II), оксид серебра(I). Гидроксид меди(II). Соли серебра и меди. Цинк. Оксид цинка. Гидроксид цинка и его соли.

## **Тема 10. Подготовка реферата по одной из выбранных тем. Проведение контрольной работы.**

контрольная работа , примерные вопросы:

**ТЕМЫ РЕФЕРАТОВ:** 1. Именные реакции в неорганической химии. 2. Катионы и анионы, их качественное определение в растворах на уроках химии. 3. Тривиальные и современные названия веществ. 4. Газовые клатраты - источник метана. 5. Ионные жидкости. 6. Магнитные жидкости - изучение на факультативах по химии 8-11 кл. 7. Эффективные опыты по химии и основы безопасности их проведения для учащихся 8-11 кл. 8. Учебные экскурсии по химии, посещение музеев КФУ и г. Казани. 9. Техника безопасности при проведении занятий по химии, проведении культурно-массовых химических мероприятий и при проведении экскурсий на химические производства и научные лаборатории. 10. Тестовый контроль - методика разработки тестов и особенности их применения. Билеты к контрольной работе по темам 1-9 приведены в разделе Прочее.

**Тема 11. Химические знания древних.**

домашнее задание , примерные вопросы:

Алхимики. Парацельс. Гален и Авиценна. Иятрохимики и фармацевты. Новая глава в истории химии - теория флогистона: Бойль, Бехер, Кавендиш и др.

**Тема 12. Классификация, номенклатура органических соединений по системе ИЮПАК.**

домашнее задание , примерные вопросы:

Органические соединения классифицируют по двум основным признакам: строению углеродного скелета и функциональным группам. По строению углеродного скелета различают ациклические, карбоциклические и гетероциклические соединения. Органические соединения по природе функциональных групп делят на классы: спирты и фенолы, простые и сложные эфиры, амины, нитросоединения, альдегиды и кетоны, карбоновые кислоты и их амиды, тиолы, сульфокислоты.

**Тема 13. Решение конкретных примеров по составлению названий сложных органических соединений.**

домашнее задание , примерные вопросы:

Правило "Змейки" - голова-хвост. Названия по системе ИЮПАК сложных лекарственных препаратов.

**Тема 14. Электроотрицательность, валентность и степень окисления.**

домашнее задание , примерные вопросы:

О трех основных понятиях в химии: электроотрицательность, валентность и степень окисления. Составление и осмысление окислительно-восстановительных реакций в органической химии.

**Тема 15. Окислительно-восстановительные реакции в органической химии.**

домашнее задание , примерные вопросы:

Электроотрицательность и ее количественная оценка по Полингу, Малликену и Олреду-Рохову . Таблица электроотрицательности. Окислительно-восстановительные реакции сложных лекарственных препаратов.

**Тема 16. Именные реакции в органической химии.**

домашнее задание , примерные вопросы:

Реакция Вагнера, Велера, Вильямсона, Вюрца, Гофмана, Густавсона, Зелинского-казанского, Зинина, Канниццаро, Кирхгофа.

**Тема 17. Именные реакции в органической химии(школьный курс).**

домашнее задание , примерные вопросы:

Реакция Кольбе, Коновалова, Кучерова, Лебедева, Розенмунда-Зайцева, Юрьева. Правило Марковникова, Зайцева, ароматичности Хюккеля и др. 1. Написать ароматические структуры: катиона циклопропила, тпропилия; 2. Написать ароматические структуры: аниона циклопентадиенила и нафталина.

**Тема 18. Подготовка реферата и представление презентации по одной из выбранных именных реакций. Обобщение знаний. Проведение контрольной работы**

контрольная работа , примерные вопросы:

Вопросы к контрольной работе по именованным реакциям в органической химии: 1. Написать продукты реакции Вюрца при смешении йодметана и йодбутуна; 2. Написать реакцию Коновалова и дать механизм её протекания; 3. Объяснить реакцию Толленса - образование "серебряного зеркала".

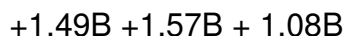
### Тема . Итоговая форма контроля

Примерные вопросы к экзамену:

Билеты к контрольной работе по темам 1-9:

Вариант 1

1. По диаграммам Латимера рассчитайте значения  $\phi^0$  для перехода  $\text{BrO}_3^-/\text{Br}^-$ , если известны  $\phi^0$  для следующих переходов:



2. Какой набор квантовых чисел описывает каждую из пяти 4d атомных орбиталей?

3. В каждой из приведенных пар выберите частицу, имеющую больший радиус: В - С, Ti - Zr, Ni - Ni<sup>2+</sup>, S - S<sup>2-</sup>.

4. Опишите строение ионов  $\text{NH}_4^+$  и  $\text{BF}_4^-$ . По каким механизмам образуются ковалентные химические связи в этих частицах? Какие типы гибридизации центральных атомов здесь реализуются? Какое количество  $\sigma$ - и  $\pi$ -связей реализуется в каждой частице? Чему равен валентный угол в данных ионах?

5. Предскажите и объясните геометрическую форму молекул  $\text{SCl}_4$ ,  $\text{XeF}_4$ .

6. В каком порядке изменяется прочность связи в ряду молекул  $\text{F}_2$  -  $\text{Cl}_2$  -  $\text{Br}_2$  -  $\text{I}_2$ ?

7. Методом МО изобразите строение молекул  $\text{N}_2$  и  $\text{F}_2$ . Определить порядок связи в молекулах и их магнитные свойства. Какая молекула более реакционно способна? Почему отрыв одного электрона от молекулы  $\text{F}_2$  усиливает связь между атомами, а от молекулы  $\text{N}_2$  - ослабевает?

8. Свойства ионной связи. Выберите из приведенных пар соединение с большей степени ионности связи:  $\text{HgCl}_2$  и  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{FeCl}_3$  и  $\text{FeCl}_2$ ?

Вариант 2

1. По диаграммам Латимера рассчитайте неизвестное значение  $\phi^0$  для перехода  $\text{IO}_3^-/\text{I}_2$ , если значение  $\phi^0$  для перехода  $\text{H}_5\text{IO}_6/\text{I}^-$  составляет 1.21 В:

2. Магнитное квантовое число. Какие значения  $m_l$  принимает для f- и g-орбиталей?

3. В каждой паре выберите частицу, имеющую больший первый потенциал ионизации: В-С, С-Si, Mg-Al, V-Nb.

4. Предскажите тип гибридизации центрального атома и геометрическую форму молекулы  $\text{CO}_2$ . Какова кратность связи С-О? Чему равна ковалентность углерода и кислорода? Укажите тип гибридизации атома углерода в молекуле  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , если валентный угол  $\angle\text{OCO}$  равен 120°.

5. Предскажите и объясните геометрическую форму молекул  $\text{SF}_4$ ,  $\text{XeF}_6$ .

6. Какой из катионов в каждой паре оказывает большее поляризующее действие:  $\text{Li}^+$ - $\text{K}^+$ ,  $\text{K}^+$ - $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Li}^+$ - $\text{Be}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ - $\text{Fe}^{3+}$ ?

7. Обосновать изменение агрегатного состояния галогенов в ряду  $\text{F}_2$ - $\text{Cl}_2$ - $\text{Br}_2$ - $\text{I}_2$  от газообразного ( $\text{F}_2$ - $\text{Cl}_2$ ) к твердому ( $\text{I}_2$ ).

8. Основные положения методов ВС и МО: общность и различия. Кратность и порядок химической связи.

Вариант 3

1. На основании приведенной диаграммы Латимера рассчитать потенциал перехода  $\text{BrO}_3^-/\text{Br}^-$

2. Сколько электронов находится на 3d-орбиталях у следующих ионов:  $\text{V}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{3+}$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ?



3. В каждой из приведенных пар выберите частицу, имеющую меньший первый потенциал ионизации: N - O, Li - Cs, Cu - Ag, I - Xe.
4. Предскажите геометрическую форму и полярность следующих молекул: H<sub>2</sub>Se, BeF<sub>2</sub>.
5. Предскажите и объясните геометрическую форму молекул ICl<sub>2</sub><sup>-</sup>, XeF<sub>4</sub>.
6. Какой из катионов в каждой паре оказывает большее поляризующее действие: Li<sup>+</sup> - K<sup>+</sup>, Ca<sup>2+</sup> - Cu<sup>2+</sup>, Fe<sup>2+</sup> - Fe<sup>3+</sup>?
7. Методом МО объяснить возможность существования частиц He<sub>2</sub> и He<sub>2</sub><sup>+</sup>. Определить порядок связи в молекулах и их магнитные свойства.
8. Гибридизация атомных орбиталей. Строение молекул при sp, sp<sup>2</sup>, sp<sup>3</sup>, sp<sup>3</sup>d, sp<sup>3</sup>d<sup>2</sup> - гибридизации.

#### Вариант 4

1. На основании приведенной диаграммы Латимера рассчитать потенциал перехода H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>/P<sub>4</sub>:
2. Какой набор квантовых чисел описывает каждую из семи 4f атомных орбиталей?
3. В каждой из приведенных пар выберите частицу, имеющую больший радиус: Be - B, Al - B, Ti<sup>3+</sup> - Ti<sup>4+</sup>, I - I<sup>-</sup>.
4. Опишите строение молекулы SiF<sub>4</sub> и иона [SiF<sub>6</sub>]<sup>2-</sup>. По каким механизмам образуется ковалентная химическая связь в этом ионе? Какой тип гибридизации центрального атома в них реализуются?
5. Предскажите и объясните геометрическую форму молекул O<sub>3</sub>, XeF<sub>2</sub>.
6. Укажите порядок возрастания температуры плавления в ряду NH<sub>3</sub> - PH<sub>3</sub> - AsH<sub>3</sub> - SbH<sub>3</sub>. Какие взаимодействия определяют этот порядок?
7. Методом МО объяснить возможность существования частиц C<sub>2</sub> и B<sub>2</sub>. Определить порядок связи в молекулах и их магнитные свойства.
8. Донорно-акцепторная и дативная связь. Примеры.

#### Вариант 5

1. На основании приведенной диаграммы Латимера рассчитать потенциал перехода ClO<sub>3</sub><sup>-</sup>/Cl<sub>2</sub>
2. Сколько электронов находится на 3d-орбиталях у следующих ионов: Mn<sup>2+</sup>, Fe<sup>3+</sup>, Co<sup>2+</sup>, Co<sup>3+</sup>, Cu<sup>+</sup>, Cu<sup>2+</sup>?
3. В каком порядке изменяются первый (I<sub>1</sub>) потенциал ионизации в ряду атомов: Na - Mg - Al - Si - P - S - Cl? Подробно обоснуйте характер его изменения для каждого атома.
4. Предскажите тип гибридизации центрального атома и геометрическую форму молекул: CCl<sub>4</sub>, COCl<sub>2</sub>, AsF<sub>5</sub>. Какие из этих молекул полярны?
5. Предскажите и объясните геометрическую форму молекул SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, I<sub>3</sub><sup>-</sup>.
6. Почему H<sub>2</sub>O - жидкость при комнатной температуре, а другие представители летучих водородных соединений этой подгруппы с большей молекулярной массой - газы? Какие из известных типов межмолекулярных взаимодействий (перечислите их) оказывают решающее влияние, и какие наименьшее. Дайте подробный ответ.
7. Методом МО изобразите строение молекул NO и CO. Определить порядок связи в молекулах и их магнитные свойства. Какая молекула более реакционно способна? Почему отрыв одного электрона от молекулы NO усиливает связь между атомами, а от молекулы CO - ослабевает?
8. Свойства ковалентной связи. Насколько справедливо утверждение, что максимальная валентность элементов численно равна номеру группы?

#### Вариант 6

1. На основании приведенной диаграммы Латимера рассчитать потенциал перехода BrO<sub>3</sub><sup>-</sup>/Br-

- Правила Клечковского. Перечислите все возможные орбитали, характерные для суммы главного и орбитального числа, равной 7. В какой последовательности перечисленные вами орбитали будут заполняться электронами?
- В каком порядке изменяется второй (I2) потенциал ионизации в ряду атомов: Na - Mg - Al - Si - P - S - Cl?
- Предскажите тип гибридизации центрального атома и геометрическую форму следующих молекул:  $PCl_5$ ,  $BF_3$ .
- Предскажите и объясните геометрическую форму молекул  $I_3^-$ ,  $SeCl_4$ .
- Укажите порядок возрастания или убывания температуры кипения в ряду  $H_2O$  -  $H_2S$  -  $H_2Se$  -  $H_2Te$ . Какие взаимодействия определяют этот порядок?
- Методом МО объяснить существование частиц  $NO^-$  и  $NO^+$ . Определить порядок связи в частиц и их магнитные свойства. Какой ион более устойчив и почему?
- Сигма-, пи- и дельта-связи. Относительная прочность и условия образования. Приведите все возможные варианты сигма-, пи- и дельта перекрывания атомных орбиталей.

## БИЛЕТЫ к экзамену

### Билет 1

- Основания можно получить при взаимодействии:
  - оксида железа(III) и воды
  - хлорида алюминия и избытка раствора гидроксида натрия
  - карбоната натрия и раствора гидроксида бария
  - хлорида магния и избытка раствора гидроксида калия
- Вещества, с которыми реагирует цинк:
  - вода и соляная кислота
  - гидроксид натрия и соляная кислота
  - гидроксид натрия и вода
  - хлорид натрия и кислород
- Химически неделимые частицы:
  - молекула воды
  - атом кислорода
  - ядро атома гелия
  - молекула аммиака
- Газообразное вещество, которое тяжелее азота, но легче фтора:
  - $NH_3$
  - $CO$
  - $NO$
  - $HF$
- Оксид углерода (IV). Угольная кислота и ее соли. Получение соды аммиачно-хлоридным способом. Почему этим методом нельзя получить поташ?
- Гидролиз каких тетрагалогенидов p-элементов IV группы в обычных условиях протекает по схеме:  $ЭГ_4 + H_2O \rightarrow ЭО_2 + nH_2O + HГ$ ? Сравнить гидролизуемость тетрагалогенидов и других соединений олова:  $SnCl_4$  и  $SnCl_2$ ;  $SnCl_2$  и  $Na_2SnO_2$ .
- Почему темнеют свинцовые белила? На какой реакции основано отбеливание потемневших картин?
- Закончите уравнения реакций
  - $Be_2C + H_2O \rightarrow$
  - $4) H_2SiF_6 + NH_3 + H_2O \rightarrow$
  - $2) Na_2SnO_2 + Cl_2 + NaOH \rightarrow$
  - $5) PbO_2 + H_2SO_4 \rightarrow$
  - $3) GeS + K_2S \rightarrow$

### Билет 2

- Вещества, с которыми реагируют как  $Al_2O_3$ , так и  $CO_2$  :
  - $H_2O$
  - $NaOH$
  - $H_2SO_4$
  - $Na_2O$
- Вещества, образующие соль в реакциях с оксидом марганца(VII):
  - оксид калия
  - гидроксид натрия
  - оксид серы(VI)
  - оксид фосфора(V)
- Массовая доля водорода меньше всего в веществе, формула которого:
  - $CH_4$
  - $H_2CO_3$
  - $C_2H_2$
  - $C_2H_6$
- Плотность некоторого газа по азоту равна 2. Формула газа:

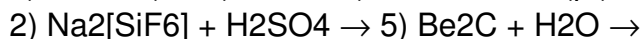
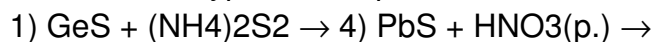
1) CO; 2) C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>; 3) C<sub>4</sub>H<sub>8</sub>; 4) N<sub>2</sub>O.

5. Почему в водных растворах ионы Sn<sup>4+</sup> и Pb<sup>4+</sup> существуют только в сильноокислой среде? Чем объяснить, что по сравнению с ионом Pb<sup>2+</sup> ион Pb<sup>4+</sup> менее устойчив, сильнее гидролизуется, более склонен к комплексообразованию и переходу в анионную форму?

6. Получение и свойства оксида углерода (II). Написать уравнения реакций получения CO из HCOOH, H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>].

7. В чем проявляются металлические свойства германия, олова и свинца? Почему металлические свойства усиливаются в ряду германий - свинец?

8. Закончите уравнения реакций



Билет 3

1. Расположите данные соли по их увеличению основности:

фосфат кальция

дигидрофосфат натрия

гидрофосфат калия

фосфат гидроксокальция

2. Символы элементов, образующих основные, амфотерные и кислотные оксиды:

а) Cl б) Cr в) Al г) Mn

3. В 0.5 моль силиката натрия Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> масса натрия равна:

а) 23 г б) 46 г в) 4.6 г г) 61 г

4. При сгорании 2 л углеводорода образовалось 6 л углекислого газа. Формула углеводорода:

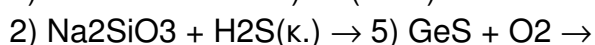
1) CH<sub>3</sub>; 2) C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>; 3) C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>; 4) C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>.

5. Почему прочность связей Э - О и Э - Г (Г → F, Cl, Br) повышается, а связей Э - Э и Э - Н понижается при переходе от углерода к кремнию?

6. Почему молекулы C<sub>2</sub> существуют только при t > 3000 оС? Какой процесс происходит при конденсации паров углерода?

7. Одна из солей угольной кислоты при нагревании не дает твердого остатка. Что это за соль? Предложите способ ее получения. Напишите уравнение реакций ее термического разложения.

8. Закончите уравнения реакций



Билет 4

1. Расположите данные оксиды по увеличению их кислотных свойств:

Оксид марганца(IV)

Оксид марганца(III)

Оксид марганца(VII)

2. Схемы реакций, продуктом которых является средняя соль (взяты водные растворы):

а) 1 моль Ca(OH)<sub>2</sub> + 2 моль HCl б) 1 моль H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> + 2 моль KOH

в) 2 моль H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> + 3 моль Ca(OH)<sub>2</sub> г) 1 моль CuCl<sub>2</sub> + 1 моль H<sub>2</sub>S

3. Количество (моль) катионов и анионов, образующихся при полной диссоциации 1 моль фосфата натрия, соответственно равно:

а) 1 и 3 б) 1 и 4 в) 4 и 1 г) 1 3 и 1

4. Молекула - это:

1) частица атома;

- 2) частица, существующая в твердом состоянии;
- 3) наименьшая частица вещества, сохраняющая его свойства;
- 4) частица, содержащая ионы.
5. Почему прочность связей Э - О и Э - Г ( $G \rightarrow F, Cl, Br$ ) повышается, а связей Э - Э и Э - Н понижается при переходе от углерода к кремнию?
6. Почему молекулы  $C_2$  существуют только при  $t > 3000$  оС? Какой процесс происходит при конденсации паров углерода?
7. Одна из солей угольной кислоты при нагревании не дает твердого остатка. Что это за соль? Предложите способ ее получения. Напишите уравнение реакций ее термического разложения.
8. Закончите уравнения реакций
  - 1)  $Ca_2Si + HCl \rightarrow$  4)  $Pb(NO_3)_2 + NaClO + NaOH \rightarrow$
  - 2)  $Na_2SiO_3 + H_2S(к.) \rightarrow$  5)  $GeS + O_2 \rightarrow$
  - 3)  $Na_2SnS_3 + HCl \rightarrow$

#### Билет 5

1. Схемы осуществимых в воде реакций:
  - а)  $CaCO_3 + KCl \rightarrow$  б)  $ZnSO_4 + KOH \rightarrow$
  - в)  $Cu + ZnSO_4 \rightarrow$  г)  $FeS + HCl \rightarrow$
2. Схема реакции, продуктом которой является кислая соль (взяты водные растворы):
  - а) 1 моль  $Ca(OH)_2 + 2$  моль  $HCl$  б) 1 моль  $H_3PO_4 + 2$  моль  $KOH$
  - в) 2 моль  $H_3PO_4 + 3$  моль  $Ca(OH)_2$  г) 1 моль  $CuCl_2 + 1$  моль  $H_2S$
3. Массе гидроксида алюминия (III) равной 19.5 г, соответствует количество вещества:
  - а) 0.5 моль б) 0.1 моль в) 0.25 моль г) 0.3 моль
4. Газообразные азот, фтор, хлор, кислород при обычных условиях состоят из:
  - 1) двухатомных молекул;
  - 2) свободных атомов;
  - 3) атомов, объединенных в кристаллическую решетку;
  - 4) трехатомных молекул.
5. Тонкий порошок  $NaHCO_3$  применяется для сухого огнетушения. Какое превращение происходит с этой солью и как оно связано с противопожарным действием?
6. Соединения углерода с повышенным отрицательным зарядом. Их классификация по характеру связи. Получение и свойства.
7. Приведите формулу летучего соединения кремния, имеющего минимальную плотность по воздуху. Докажите, что соединения кремния с меньшей относительной молекулярной массой нет.
8. Закончите уравнения реакций
  - 1)  $GeS + (NH_4)_2S_2 \rightarrow$  4)  $Ge + HNO_3 + HCl \rightarrow$
  - 2)  $Na_2[SiF_6] + H_2SO_4 \rightarrow$  5)  $CS_2 + NaOH \rightarrow$
  - 3)  $SnO_2 + S + Na_2CO_3 \rightarrow$

#### Билет 6

1. Укажите формулы оксидов, не реагирующих со щелочами:
  - а)  $Al_2O_3$  б)  $K_2O$  в)  $P_2O_5$  г)  $BaO$
2. Сульфат металла можно получить при взаимодействии:
  - а) железа с серой при нагревании
  - б) железа с разбавленной серной кислотой
  - в) меди с  $H_2SO_4$  (конц.)
  - г) железа с водным раствором  $CuSO_4$

3. Количество (моль) катионов и анионов, образующихся при полной диссоциации 1 моль нитрата алюминия, соответственно равны:

а) 3 и 1 б) 1 и 3 в) 2 и 3 г) 3 и 2

4. Газообразные гелий, неон, аргон при обычных условиях состоят из:

- 1) двухатомных молекул;
- 2) свободных атомов;
- 3) атомов, объединенных в кристаллическую решетку;
- 4) трехатомных молекул.

5. Получение активированного угля. Чем обусловлена его высокая адсорбционная способность?

6. Осуществите цепочку превращений: кремнезем  $\rightarrow$  силицид магния  $\rightarrow$  силан  $\rightarrow$  кремнезем  $\rightarrow$  силикат натрия.

7. Как изменяется термодинамическая стабильность соединений элементов IV группы в ряду углерод - свинец? Чем это обусловлено? Влияет ли стабильность соединений элементов IV гр. на их окислительную способность?

8. Закончите уравнения реакций

- 1)  $Mn_3C + H_2O \rightarrow$  4)  $GeS + HNO_3(к.) \rightarrow$
- 2)  $H_2SnCl_6 + H_2S \rightarrow$  5)  $NH_3 + CO_2 + H_2O \rightarrow$
- 3)  $PbO_2 + HCl \rightarrow$

Билет 7

1. Вещества, с которыми реагирует  $SO_3$ , но не реагирует  $K_2O$ :

а)  $BaO$  б)  $H_2O$  в)  $H_2SO_4$  г)  $NaOH$

2. Реагенты, которые переводят гидрокарбонат калия в карбонат калия:

а)  $HCl$  б)  $KOH$  в)  $H_2CO_3$  г)  $Ca(OH)_2$

3. При разложении 20 г карбоната кальция образуется оксид кальция количеством вещества:

а) 0.5 моль б) 0.2 моль в) 0.25 моль г) 1.5 моль

4. Выберите газы, которые при обычных условиях состоят из свободных атомов:

- а) азот, фтор, хлор, кислород,
- б) гелий, неон, аргон,
- в) озон, углекислый газ

5. Получение активированного угля. Чем обусловлена его высокая адсорбционная способность?

6. Осуществите цепочку превращений: кремнезем  $\rightarrow$  силицид магния  $\rightarrow$  силан  $\rightarrow$  кремнезем  $\rightarrow$  силикат натрия.

7. Как изменяется термодинамическая стабильность соединений элементов IV группы в ряду углерод - свинец? Чем это обусловлено? Влияет ли стабильность соединений элементов IV гр. на их окислительную способность?

8. Закончите уравнения реакций

- 1)  $Mn_3C + H_2O \rightarrow$  4)  $GeS + HNO_3(к.) \rightarrow$
- 2)  $H_2SnCl_6 + H_2S \rightarrow$  5)  $NH_3 + CO_2 + H_2O \rightarrow$
- 3)  $PbO_2 + HCl \rightarrow$

Билет 8

1. Гидроксид алюминия проявляет кислотные свойства, реагируя:

- а) соляной кислотой б) гидроксидом калия
- в) серной кислотой г) гидроксидом бария

2. Двухосновными кислотами являются:

а) уксусная б) серная в) ортофосфорная г) угольная

3. При окислении 54 г алюминия образовался оксид алюминия количеством вещества

- а) 1 моль б) 0.75 моль в) 0.5 моль г) 0.25 моль
4. Выберите газы, которые при обычных условиях состоят из двухатомных молекул:
- а) азот, фтор, хлор, кислород,  
б) гелий, неон, аргон,  
в) озон, углекислый газ
5. Чем обусловлена способность молекул CO выступать в роли донора электронной пары и входить в координационную сферу комплексов? С какими металлами может реагировать CO? К какому классу относятся продукты реакции?
6. Гидроксиды элементов подгруппы германия. Как изменяется устойчивость, восстановительная активность, кислотно-основные свойства в ряду гидроксидов  $\text{Ge}(\text{OH})_4$  -  $\text{Pb}(\text{OH})_4$ ? Какой тип диссоциации преобладает у  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ?
7. Чем объясняется высокая реакционная способность кремния относительно водных растворов щелочей?
8. Закончите уравнения реакций
- 1)  $\text{Na}_2\text{SnO}_2 + \text{Bi}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Bi} + ?$  5)  $\text{PbCl}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$   
2)  $\text{Ge} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$   
3)  $\text{H}_2[\text{SiF}_6] + \text{Al} \rightarrow$   
4)  $\text{Pb} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

#### Билет 9

1. Кислотные остатки, которые имеют заряд (2-):
- а) гидрокарбонат-ион б) гидрофосфат-ион  
в) дигидрофосфат-ион г) сульфит-ион
2. Вещества, с которыми взаимодействуют щелочи:
- а) растворимые соли меди б) слабые кислоты  
в) основные оксиды г) амфотерные гидроксиды
3. Допустим, что за единицу измерения относительных атомных масс приняли 1/16 массы атома кислорода. Масса 1 моль вещества:
- а) не изменится б) увеличится в 2 раза в) уменьшится в 2 раза
4. Выберите молекулу вещества, состоящего из четырех атомов:
- 1) твердый хлорид алюминия;  
2) газообразный хлор;  
3) газообразный оксид углерода(IV);  
4) газообразный аммиак.
5. Как металлы подгруппы ванадия перевести в растворимое состояние? Написать уравнения реакций.
6. Как изменяется кислотно-основной характер, устойчивость и окислительно-восстановительные свойства гидроксидов титана в ряду  $\text{Ti}(\text{OH})_2$  -  $\text{Ti}(\text{OH})_3$  -  $\text{TiO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ ?
7. Можно ли получить  $\text{TiCl}_4$  в водных растворах?
8. Закончите уравнения реакций
- а)  $\text{TiCl}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$   
б)  $\text{TiO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$   
в)  $\text{NH}_4\text{VO}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{S} \rightarrow$   
г)  $\text{NaVO}_3 + \text{HCl} + \text{Pt} \rightarrow$

#### Билет 10

1. Схемы возможных реакций между солью и кислотой в растворах:
- а)  $\text{KCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$  (разб)  $\rightarrow$  б)  $\text{KCl}(\text{тв.}) + \text{H}_2\text{SO}_4$  (конц)  $\rightarrow$   
в)  $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$  г)  $\text{KHCO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$



2. Вещества, реагирующие с CaO, но не реагирующие с P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>:

а) вода б) соляная кислота в) гидроксид калия г) углекислый газ

3. Допустим, что за единицу измерения относительных атомных масс приняли 1/4 массы атома <sup>4</sup>He. Масса 1 моль вещества:

а) не изменится б) увеличится в 4 раза в) уменьшится в 4 раза

4. Укажите вещества, состоящие из молекул:

1) калий;

2) оксид углерода(II);

3) оксид кремния(IV);

4) карбонат кальция.

5. От каких факторов зависит состав ванадат-ионов в водном растворе?

6. Приведите примеры соединений (мономерных, полимерных, координационных), в которых титан имеет электронную координацию d<sup>0</sup>. Какова устойчивость и магнитные свойства этих соединений?

7. Растворяется ли гафний в соляной кислоте, в плавиковой кислоте? Написать соответствующие уравнения реакции.

8. Закончите уравнения реакций

а)  $TiO_2 + Cl_2 + C \rightarrow$

б)  $TiCl_3 + KMnO_4 + H_2O \rightarrow$

в)  $VO_2 + HNO_3 + H_2O \rightarrow$

г)  $VCl_4 + H_2O \rightarrow$

Билет 11

1. Схема реакции, в которой ортофосфорная кислота выступает как двухосновная:

а)  $NH_3 + H_3PO_4 \rightarrow NH_4H_2PO_4$  б)  $2KOH + H_3PO_4 \rightarrow K_2HPO_4 + 2H_2O$

в)  $3Ba(OH)_2 + 2H_3PO_4 \rightarrow Ba_3(PO_4)_2 + 6H_2O$  г)  $NaOH + H_3PO_4 \rightarrow NaH_2PO_4 + H_2O$

2. Соли образуются при взаимодействии:

а) CaO + K<sub>2</sub>O б) NaOH(p) + Al(OH)<sub>3</sub>

в) NH<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> г) CaHPO<sub>4</sub> + Ca(OH)<sub>2</sub> (p-p)

3. На основании химической формулы можно определить:

а) массовые доли элементов в соединении

б) молярную массу вещества

в) массовую долю раствора

г) изотопный состав вещества

4. Молярная масса воздуха равна 29 г/моль. Плотность некоторого газа по воздуху 2.

Плотность этого газа по гелию:

1) 7.25; 2) 14.5; 3) 29; 4) 58.

5. Какие химические реакции лежат в основе получения в промышленности металлов подгруппы ванадия?

6. Сравнить гидролизуемость соединений TiCl<sub>2</sub> и TiCl<sub>4</sub>; ZrOCl<sub>2</sub> и ZrCl<sub>4</sub>; TiCl<sub>4</sub> и ZrCl<sub>4</sub>.

7. При каких условиях титан, цирконий и гафний могут взаимодействовать с галогенами, кислородом, серой, углеродом, азотом? Написать уравнения соответствующих реакций с участием циркония.

8. Закончите уравнения реакций

а)  $TiCl_3 + FeCl_3 + H_2O \rightarrow$

б)  $ZrOCl_2 + NaOH \rightarrow$

в)  $V_2O_5 + H_2C_2O_4(тв.) \rightarrow$

г)  $Nb_2O_5 + Na_2CO_3(сплав) \rightarrow$

Билет 12

1. Схемы реакций, в которых ортофосфорная кислота выступает как одноосновная:  
а)  $\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$  б)  $2\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$   
в)  $3\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$  г)  $\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
2. Наиболее сильное основание из перечисленных:  
1)  $\text{RbOH}$  2)  $\text{KOH}$  3)  $\text{LiOH}$  4)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  5)  $\text{NH}_4\text{OH}$
3. При одинаковой температуре и давлении 1 л газообразного кислорода и 1 л газообразного водорода имеют равные:  
а) число молекул б) массы в) плотности
4. Молекула вещества, состоящая из трех атомов:  
1) хлорид натрия; 2) газообразный хлор;  
3) газообразный оксид углерода(IV); 4) газообразный аммиак.
5. Как изменяется состав водных растворов ванадия (V) в зависимости от pH? Что происходит с окраской раствора?
6. Как изменяется устойчивость степеней окисления в подгруппе ванадия? С чем можно связать выявленную закономерность?
7. Объясните механизм действия смеси конц.  $\text{HNO}_3$  и  $\text{HF}$  на металлические цирконий и гафний.
8. Закончите уравнения реакций  
а)  $\text{Zr} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц}) \rightarrow$   
б)  $\text{TiO}_2 + \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$  (сплав)  $\rightarrow$   
в)  $\text{V}_2\text{O}_5 + \text{HCl}(\text{конц};\text{разб}) \rightarrow$   
г)  $\text{V}_2\text{O}_5 + \text{KOH}$

Билет 13

1. И с водой, и с соляной кислотой реагирует:  
а)  $\text{CuO}$  б)  $\text{CO}_2$  в)  $\text{N}_2\text{O}$  г)  $\text{CaO}$
2. Наиболее слабое основание из перечисленных:  
1)  $\text{RbOH}$  2)  $\text{KOH}$  3)  $\text{LiOH}$  4)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  5)  $\text{NH}_4\text{OH}$
3. Наибольшее число молекул содержится при стандартных условиях в 1 л:  
а) воды б) сероводорода в) водорода
4. Молекула вещества, состоящая из трех атомов:  
1) хлорид натрия; 2) газообразный хлор;  
3) газообразный оксид углерода(IV); 4) газообразный аммиак.
5. Как изменяются радиусы атомов p- и d-элементов v группы? Как это отражается на свойствах элементов соответствующих подгрупп?
6. Какие факторы важны для образования комплексов с высокими координационными числами? Ответ проиллюстрируйте примерами из координационной химии элементов IV Б группы.
7. Подкисленный соляной кислотой раствор  $\text{TiCl}_3$  (фиолет. цв.) в открытом сосуде постепенно обесцвечивается. Почему?
8. Закончите уравнения реакций  
а)  $\text{TiCl}_3 + \text{NaCl}$  (расплав)  $\rightarrow$   
б)  $\text{TiO}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow$   
в)  $\text{Ta} + \text{HNO}_3(\text{к}) + \text{HF}(\text{к}) \rightarrow$   
г)  $\text{V}_2\text{O}_5 + \text{HCl}(\text{конц.})$

Билет 14

1. Два типа кислых солей образует кислота:  
а) угольная б) сероводородная в) сернистая г) ортофосфорная
2. Оксид металла, относящийся к кислотным:

а) CuO б) CrO<sub>3</sub> в) Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> г) Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

3. При протекании химической реакции:

а) сохраняется суммарная масса веществ

б) сохраняются молекулы веществ, вступающих в реакцию

в) сохраняются атомы веществ, вступающих в реакцию

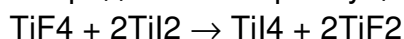
4. Вещества, которые подчиняются закону постоянства состава:

1) O<sub>3</sub> 2) FeO 3) PbS 4) SiH<sub>4</sub> 5) NH<sub>3</sub> 6) HBr

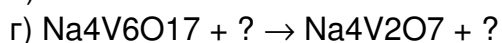
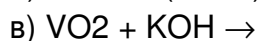
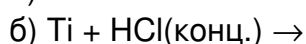
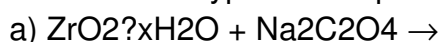
5. Написать общие электронные формулы валентных орбиталей для p- и d-элементов V гр. Какие выводы можно сделать на основании их сравнения?

6. Тетрагалогениды подгруппы титана. Получение, гидролиз, образование анионных комплексов.

7. Предскажите преимущественное направление реакции (прямое, обратное)



8. Закончите уравнения реакций



Билет 15

1. Вещества, с которыми гидроксид кальция в водном растворе может образовать карбонат кальция:

а) угарный газ б) гидрокарбонат калия

в) карбонат натрия г) углекислый газ

2. Вещества, с которыми реагируют как Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, так и CO<sub>2</sub> :

а) H<sub>2</sub>O б) NaOH в) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> г) Na<sub>2</sub>O

3. В 3.36 л (н.у.) силана масса кремния (в граммах) равна

а) 4.2 б) 16.8 в) 8.4 г) 9.6 д) 4.8 е) 2.4

4. Вещества, которые не подчиняется закону постоянства состава:

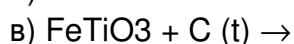
1) O<sub>3</sub> 2) FeO; 3) PbS; 4) SiH<sub>4</sub>; 5) NH<sub>3</sub>; 6) TiO<sub>2</sub>

5. При одинаковых ли условиях протекают реакции взаимодействия титана и циркония со щелочами. Написать уравнения соответствующих реакций.

6. Как изменяются окислительно-восстановительные свойства в ряду соединений, содержащих ванадий различной степени окисления? Привести уравнения реакций.

7. Как металлы подгруппы ванадия перевести в растворимое состояние?

8. Закончите уравнения реакций



Билет 16

1. Химическое взаимодействие возможно между солями:

а) K<sub>2</sub>S и CuSO<sub>4</sub> б) Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> и K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>

в) BaSO<sub>4</sub> и KCl г) AgNO<sub>3</sub> и KCl

2. Массовая доля водорода меньше всего в веществе, формула которого:

а) CH<sub>4</sub> б) H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> в) C<sub>2</sub>H<sub>2</sub> г) C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>

3. Объем 5 моль сероводорода (л) при н.у (введите цифру).

4. Вещества, которые не подчиняется закону постоянства состава:

1) O<sub>3</sub> 2) FeO; 3) PbS; 4) SiH<sub>4</sub>; 5) NH<sub>3</sub>; 6) TiO<sub>2</sub>

5. Какими способами можно получить  $V_2O_5$ ? Каково его отношение к воде, кислотам и щелочам? Напишите соответствующие реакции.
6. Сходство и различие р- и d-элементов V групп на примере и физических и химических свойств.
7. Установить, в каком направлении будет протекать реакция  $Ti^{4+} + Cu^+ \rightarrow Cu^{2+} + Ti^{3+}$ , если  $E_0(Cu^+/Cu^{2+}) \rightarrow 1,53 \text{ В}$ ,  $E_0(Ti^{3+}/Ti^{4+}) \rightarrow 0,1 \text{ В}$   
Рассчитайте ЭДС процесса.
8. Закончите уравнения реакций
  - а)  $K_2[ZrF_6] + Na \rightarrow$
  - б)  $TiOCl_2 + Zn + HCl \rightarrow$

#### Билет 17

1. Вещество, которое переводит гидрофосфат кальция в дигидрофосфат кальция:
  - а) гидроксид кальция б) фосфорная кислота в) хлорид кальция г) гидроксид калия
2. В 0.5 моль силиката натрия  $Na_2SiO_3$  масса натрия равна:
  - а) 23 г б) 46г в) 4.6 г г) 61 г
3. Масса (в граммах) 4.48 л фтороводорода при н.у. (введите цифру)
4. Вещества, которые не подчиняется закону постоянства состава:
  - 1)  $O_3$  2)  $FeO$ ; 3)  $PbS$ ; 4)  $SiH_4$ ; 5)  $NH_3$ ; 6)  $TiO_2$
5. Гидроксиды ванадия, ниобия и тантала (V). Их получение. Анализ кислотно-основных свойств.
6. Атомные радиусы V и Nb соответственно равны 1,34 А и 1,46 А. Какое значение можно ожидать для тантала. Чем это обусловлено? Влияет ли это на свойства элементов?
7. Получение металлов IV Б группы в промышленности. Применение металлов и их соединений.
8. Закончите уравнения реакций
  - а)  $CaH_2 + TiO_2 \rightarrow$
  - б)  $ZrCl_4 + Zr \rightarrow$
  - в)  $Nb + HNO_3(\text{конц.}) + HF(\text{конц.}) \rightarrow$
  - г)  $VO_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$

#### Билет 18

1. Группа, все вещества в которой реагируют с водным раствором  $CuCl_2$ :
  - а)  $AgNO_3$ ,  $Na_2CO_3$ ,  $Ag$  б)  $NaOH$ ,  $K_3PO_4$ ,  $Fe$
  - в)  $K_2S$ ,  $HNO_3$ ,  $H_3PO_4$  г)  $Ba(OH)_2$ ,  $Na_2CO_3$ ,  $AgNO_3$
2. В 0.5 моль силиката натрия  $Na_2SiO_3$  масса натрия равна:
  - а) 23 г б) 46г в) 4.6 г г) 61 г
3. Плотность галогеноводорода по кислороду равна 1.14. Формула галогеноводорода:
  - а)  $HCl$  б)  $HF$  в)  $HBr$  г)  $HI$
4. Количество атомов водорода, содержащееся в 51 г сероводорода:
  - 1) 1 моль; 2) 1.5 моль; 3) 2 моль; 4) 3 моль.
5. Приведите примеры соединений, в которых титан имеет электронную конфигурацию  $d^2$ . Устойчиво ли это состояние?
6. Как изменяется состав водных растворов ванадия(V) в зависимости от pH? Что происходит с окраской раствора?
7. С чем можно связать закономерность в изменении степеней окисления в ряду ванадий - тантал?
8. Закончите уравнения реакций
  - а)  $V_2O_5 + KOH \rightarrow$
  - б)  $Zr + H_2SO_4(\text{конц.}) \rightarrow$



Билет 19

1. Оксиды, взаимодействующие со щелочами:

1)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  2)  $\text{MgO}$  3)  $\text{CaO}$  4)  $\text{N}_2\text{O}$  5)  $\text{CO}_2$  6)  $\text{ZnO}$  7)  $\text{Al}_2\text{O}_3$

2. Количество (моль) катионов и анионов, образующихся при полной диссоциации 1 моль фосфата натрия, соответственно равно:

а) 1 и 3 б) 1 и 4 в) 4 и 1 г) 1 3 и 1

3. Массе гидроксида алюминия (III) равной 19.5 г, соответствует количество вещества:

а) 0.5 моль б) 0.1 моль в) 0.25 моль г) 0.3 моль

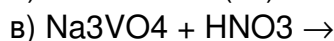
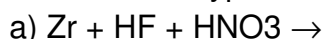
4. Молярная масса газа, плотность которого по хлору равна 0.3944 (введите цифру)

5. Почему металлы подгруппы ванадия легче всего растворяются во фтористоводородной кислоте или в смеси ее с  $\text{HNO}_3$  (конц.). Написать уравнения реакций. Отметить роль кислот.

6. Почему для химии титана, циркония и гафния малохарактерны ионы типа  $\text{Э}^{4+}$ ? Могут ли такие ионы быть устойчивыми в водном растворе?

7. Какие из металлов IV Б группы растворяется в концентрированных соляной и серной кислотах? Написать уравнения реакций.

8. Закончите уравнения реакций



Билет 20

1. Кислоты, диссоциирующие в водном растворе как слабые электролиты:

1)  $\text{H}_2\text{S}$  2)  $\text{HF}$  3)  $\text{H}_2\text{SO}_3$  4)  $\text{HClO}_4$  5)  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  6)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  7)  $\text{HNO}_3$  8)  $\text{HI}$

2. Количество (моль) катионов и анионов, образующихся при полной диссоциации 1 моль нитрата алюминия, соответственно равны:

а) 3 и 1 б) 1 и 3 в) 2 и 3 г) 3 и 2

3. Формула газа, плотность которого по кислороду равна 1.5:

а)  $\text{O}_3$  б)  $\text{H}_2$  в)  $\text{N}_2$  г)  $\text{O}_2$  д)  $\text{HF}$

4. Образец вещества аммиака, содержащий больше всего молекул:

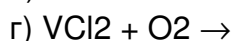
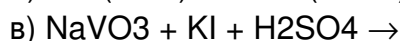
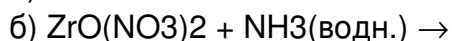
1)  $m(\text{NH}_3)=10$  г; 2)  $V(\text{NH}_3)=10$  л (н.у.); 3)  $n(\text{NH}_3)=10$  моль.

5. Как изменяются окислительные свойства азота и фосфора и элементов подгруппы ванадия в высшей степени окисления?

6. С чем связано малое число степеней окисления для элементов IV Б группы.

7. Какой из катионов оказывает большее поляризующее действие  $\text{Ti}^{2+}$  или  $\text{Ti}^{4+}$  и в чем это проявляется?

8. Закончите уравнения реакций



### 7.1. Основная литература:

1. Третьяков Ю.Д., Мартыненко Л.И., Григорьев А.Н., Цивадзе А.Ю. Неорганическая химия. Химия элементов. В 2-х томах. Том 1. - М.: Издательство МГУ, ИКЦ "Академкнига", 2007. - 544 с.
2. Третьяков Ю.Д., Мартыненко Л.И., Григорьев А.Н., Цивадзе А.Ю. Неорганическая химия. Химия элементов. В 2-х томах. Том 2. - М.: Издательство МГУ, ИКЦ "Академкнига", 2007. - 672 с.
3. Неорганическая химия: в 3 т.: учеб. Для студентов вузов, обучающихся по направлению 510500 "Химия" и специальности 011000 "Химия" / [А. А. Дроздов, Ю. Д. Третьяков]; под. ред. Ю. Д. Третьякова.-Москва: Академия, 2004- Т. 1: Физико-химические основы неорганической химии.-2004.-233 с.
4. Павлов Н.Н. Общая и неорганическая химия. [Электронный ресурс] - 3-е изд., испр., доп. - Санкт-Петербург: Лань, 2011. - 496 с.  
Режим доступа: [http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1\\_cid=25&pl1\\_id=4034](http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_cid=25&pl1_id=4034)
5. Свердлова Н.Д. Общая и неорганическая химия: экспериментальные задачи и упражнения. [Электронный ресурс] - Санкт-Петербург: Лань, 2013. - 352 с.  
Режим доступа: [http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1\\_cid=25&pl1\\_id=13007](http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_cid=25&pl1_id=13007)

### 7.2. Дополнительная литература:

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия : Учеб. для студ. хим.-технол. спец. вузов / Н.С. Ахметов .- 5-е изд., испр. - М. : Высш. шк., 2003 .- 743 с.
- 2..Щербина А.Э. Органическая химия. Основной курс.: Учебник [Электронный ресурс] / А.Э. Щербина, Л.Г. Матусевич; Под ред. А.Э. Щербины. - М.: НИЦ ИНФРА-М; Мн.: Нов. знание, 2013. - 808 с. Режим доступа: <http://znanium.com/bookread.php?book=415732>
- 3.Шабаров Ю. С. Органическая химия. [Электронный ресурс] - 5-е изд., стер. - Санкт-Петербург: Лань, 2011. - 848 с.  
Режим доступа: [http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1\\_cid=25&pl1\\_id=4037](http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_cid=25&pl1_id=4037)
4. Общая и неорганическая химия: учебное пособие для самостоятельной работы студентов / Казан. федер. ун-т; [науч. ред.: д.х.н., проф. Ф. В. Девятов, д.х.н., проф. Н. А. Улахович].-Казань: [Казанский университет], 2011.-; 21. Ч. 1: Общая химия / [сост.: Р. Р. Амиров и др.].-2011.-142 с.

### 7.3. Интернет-ресурсы:

- Сайт научно-методического журнала - <http://www.hvsh.ru>  
Стандарт среднего (полного) общего образования по химии. - [http://www.ipkps.bsu.edu.ru/source/metod\\_sluzva/ximiy/08/stsr.doc](http://www.ipkps.bsu.edu.ru/source/metod_sluzva/ximiy/08/stsr.doc)  
Химик - [http://www.xumuk.ru/inorganic\\_reactions/search.php](http://www.xumuk.ru/inorganic_reactions/search.php)  
Электронная версия газеты - <http://him.1september.ru/index.php>  
Я иду на урок химии - <http://him.1september.ru/urok/>

### 8. Материально-техническое обеспечение дисциплины(модуля)

Освоение дисциплины "Научные основы школьного курса по химии" предполагает использование следующего материально-технического обеспечения:



Мультимедийная аудитория, вместимостью более 60 человек. Мультимедийная аудитория состоит из интегрированных инженерных систем с единой системой управления, оснащенная современными средствами воспроизведения и визуализации любой видео и аудио информации, получения и передачи электронных документов. Типовая комплектация мультимедийной аудитории состоит из: мультимедийного проектора, автоматизированного проекционного экрана, акустической системы, а также интерактивной трибуны преподавателя, включающей тач-скрин монитор с диагональю не менее 22 дюймов, персональный компьютер (с техническими характеристиками не ниже Intel Core i3-2100, DDR3 4096Mb, 500Gb), конференц-микрофон, беспроводной микрофон, блок управления оборудованием, интерфейсы подключения: USB, audio, HDMI. Интерактивная трибуна преподавателя является ключевым элементом управления, объединяющим все устройства в единую систему, и служит полноценным рабочим местом преподавателя. Преподаватель имеет возможность легко управлять всей системой, не отходя от трибуны, что позволяет проводить лекции, практические занятия, презентации, вебинары, конференции и другие виды аудиторной нагрузки обучающихся в удобной и доступной для них форме с применением современных интерактивных средств обучения, в том числе с использованием в процессе обучения всех корпоративных ресурсов. Мультимедийная аудитория также оснащена широкополосным доступом в сеть интернет. Компьютерное оборудование имеет соответствующее лицензионное программное обеспечение.

Учебно-методическая литература для данной дисциплины имеется в наличии в электронно-библиотечной системе "БиблиоРоссика", доступ к которой предоставлен студентам. В ЭБС "БиблиоРоссика" представлены коллекции актуальной научной и учебной литературы по гуманитарным наукам, включающие в себя публикации ведущих российских издательств гуманитарной литературы, издания на английском языке ведущих американских и европейских издательств, а также редкие и малотиражные издания российских региональных вузов. ЭБС "БиблиоРоссика" обеспечивает широкий законный доступ к необходимым для образовательного процесса изданиям с использованием инновационных технологий и соответствует всем требованиям федеральных государственных образовательных стандартов высшего профессионального образования (ФГОС ВПО) нового поколения.

Учебно-методическая литература для данной дисциплины имеется в наличии в электронно-библиотечной системе "ZNANIUM.COM", доступ к которой предоставлен студентам. ЭБС "ZNANIUM.COM" содержит произведения крупнейших российских учёных, руководителей государственных органов, преподавателей ведущих вузов страны, высококвалифицированных специалистов в различных сферах бизнеса. Фонд библиотеки сформирован с учетом всех изменений образовательных стандартов и включает учебники, учебные пособия, УМК, монографии, авторефераты, диссертации, энциклопедии, словари и справочники, законодательно-нормативные документы, специальные периодические издания и издания, выпускаемые издательствами вузов. В настоящее время ЭБС ZNANIUM.COM соответствует всем требованиям федеральных государственных образовательных стандартов высшего профессионального образования (ФГОС ВПО) нового поколения.

Учебно-методическая литература для данной дисциплины имеется в наличии в электронно-библиотечной системе Издательства "Лань", доступ к которой предоставлен студентам. ЭБС Издательства "Лань" включает в себя электронные версии книг издательства "Лань" и других ведущих издательств учебной литературы, а также электронные версии периодических изданий по естественным, техническим и гуманитарным наукам. ЭБС Издательства "Лань" обеспечивает доступ к научной, учебной литературе и научным периодическим изданиям по максимальному количеству профильных направлений с соблюдением всех авторских и смежных прав.

Учебно-методическая литература для данной дисциплины имеется в наличии в электронно-библиотечной системе "Консультант студента", доступ к которой предоставлен студентам. Электронная библиотечная система "Консультант студента" предоставляет полнотекстовый доступ к современной учебной литературе по основным дисциплинам, изучаемым в медицинских вузах (представлены издания как чисто медицинского профиля, так и по естественным, точным и общественным наукам). ЭБС предоставляет вузу наиболее полные комплекты необходимой литературы в соответствии с требованиями государственных образовательных стандартов с соблюдением авторских и смежных прав.

проектор для демонстраций презентаций по выбранной теме.

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВПО и учебным планом по направлению 020100.62 "Химия" и профилю подготовки Аналитическая химия .

Автор(ы):

Галкина И.В. \_\_\_\_\_

Журавлева Ю.И. \_\_\_\_\_

"\_\_" \_\_\_\_\_ 201\_\_ г.

Рецензент(ы):

Бычкова Т.И. \_\_\_\_\_

"\_\_" \_\_\_\_\_ 201\_\_ г.