

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



УТВЕРЖДАЮ

Проректор
по образовательной деятельности КФУ
Проф. Минзарипов Р.Г.

_____ 20__ г.

Программа дисциплины

Научные основы школьного курса по химии С1.ДВ.4

Специальность: 020201.65 - Фундаментальная и прикладная химия

Специализация: Физическая химия

Квалификация выпускника:

Форма обучения: очное

Язык обучения: русский

Автор(ы):

Галкина И.В. , Журавлева Ю.И.

Рецензент(ы):

Фицева Р.Г.

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

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. 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 " С1 .ДВ.4 Гуманитарный, социальный и экономический" основной образовательной программы 020201.65 Фундаментальная и прикладная химия и относится к дисциплинам по выбору. Осваивается на 5 курсе, 9 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.

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 2 зачетных(ые) единиц(ы) 72 часа(ов).

Форма промежуточного контроля дисциплины зачет в 9 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. Предмет химии. 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.	9	1	0	2	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	
2.	Тема 2. Строение атома. Атомное ядро. Изотопы. 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.	9	2	0	2	0	домашнее задание
3.	Тема 3. Типы химических связей. Энергия связи. Электроотрицательность. Полярность связи. Модель гибридизации орбиталей. Валентность и степень окисления. Структурные формулы. Изомерия. Газовые законы. Закон Авогадро. Ассоциация молекул в жидкостях. Типы кристаллических решеток.	9	3	0	2	0	домашнее задание
4.	Тема 4. Классификация и номенклатура химических веществ и реакций.	9	4	0	2	0	домашнее задание
5.	Тема 5. Растворы, реакции в водных растворах и окислительно-восстановительные процессы.	9	5	0	2	0	домашнее задание
6.	Тема 6. Общая характеристика неметаллов (обзор свойств).	9	6	0	2	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	
7.	Тема 7. Обобщение знаний	9	7	0	2	0	домашнее задание
8.	Тема 8. Общая характеристика металлов. Щелочные металлы. Оксиды, пероксиды, гидроксиды и соли щелочных металлов.	9	8	0	2	0	домашнее задание
9.	Тема 9. Щелочноземельные металлы, бериллий, магний, их оксиды, Алюминий, хром, медь, серебро, цинк и их соединения.	9	9	0	2	0	домашнее задание
10.	Тема 10. Подготовка реферата и представление презентации по одной из выбранных тем по дисциплине.	9	10	0	2	0	контрольная работа
11.	Тема 11. Химические знания древних. История возникновения и развития органической химии.	9	11	0	2	0	домашнее задание
12.	Тема 12. Классификация, номенклатура органических соединений.	9	12	0	2	0	домашнее задание
13.	Тема 13. Решение конкретных примеров по составлению названий сложных органических соединений.	9	13	0	2	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	
14.	Тема 14. Понятия об энергии ионизации и энергии сродства к электрону. Кекуле - положения теории валентности, современное определение. Степень окисления. Окислительно - восстановительные реакции в органической химии. .	9	14	0	2	0	домашнее задание
15.	Тема 15. Электроотрицательность, валентность и степень окисления. Окислительно-восстановительные реакции в органической химии.	9	15	0	2	0	домашнее задание
4.2 Содержание дисциплины							
Тема 1. Основные понятия и законы химии. Предмет химии. Место химии в естествознании. Масса и энергия. Основные понятия химии. Вещество. Молекула. Атом. Электрон. Ион. Химический элемент. Химическая формула. Относительная атомная и молекулярная массы. Моль. Молярная масса. Химические превращения. Закон сохранения массы и энергии. Закон постоянства состава. Стехиометрия.							
	практическое занятие (2 часа(ов)):		16	0	2	0	домашнее задание
Тема 2. Строение атома. Атомное ядро. Изотопы. 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.							
	практическое занятие (2 часа(ов)):	9	18	0	2	0	домашнее задание
Тема 3. Типы химических связей. Энергия связи. Электроотрицательность. Полярность связи. Модель гибридизации орбиталей. Валентность и степень окисления. Структурные формулы. Изомерия. Газовые законы. Закон Авогадро. Ассоциация молекул в жидкостях. Типы кристаллических решеток.							
	практическое занятие (2 часа(ов)):	9	18	0	0	0	домашнее задание
Тема 4. Типы химических связей. Энергия связи. Электроотрицательность. Полярность связи. Модель гибридизации орбиталей. Валентность и степень окисления. Структурные формулы. Изомерия. Газовые законы. Закон Авогадро. Ассоциация молекул в жидкостях. Типы кристаллических решеток.							
	практическое занятие (2 часа(ов)):	9	18	0	0	0	домашнее задание

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.

практическое 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.

практическое 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).

практическое 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

практическое занятие (2 часа(ов)):

Генетическая связь между классами неорганических соединений.

Тема 8. Общая характеристика металлов.Щелочные металлы. Оксиды, пероксиды, гидроксиды и соли щелочных металлов.

практическое занятие (2 часа(ов)):

Щелочные металлы. Оксиды, пероксиды, гидроксиды и соли щелочных металлов.

Тема 9. Щелочноземельные металлы, бериллий, магний, их оксиды, Алюминий, хром, медь, серебро, цинк и их соединения.

практическое занятие (2 часа(ов)):

Щелочноземельные металлы, бериллий, магний, их оксиды, гидроксиды и соли. Алюминий. Оксид, гидроксид и соли алюминия. Представление об алюмосиликатах. 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 и представление презентации по одной из выбранных тем по дисциплине.

практическое занятие (2 часа(ов)):

Рефераты по заданным темам.

Тема 11. Химические знания древних. История возникновения и развития органической химии.

практическое занятие (2 часа(ов)):

Химические знания древних. История возникновения и развития органической химии.

Тема 12. Классификация, номенклатура органических соединений.

практическое занятие (2 часа(ов)):

Классификация, номенклатура органических соединений.

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

практическое занятие (2 часа(ов)):

Решение конкретных примеров по составлению названий сложных органических соединений.

Тема 14. Понятия об энергии ионизации и энергии сродства к электрону. Кекуле - положения теории валентности, современное определение. Степень окисления. Окислительно - восстановительные реакции в органической химии. .

практическое занятие (2 часа(ов)):

Решение конкретных примеров по составлению названий сложных органических соединений.

Тема 15. Электроотрицательность, валентность и степень окисления.

Окислительно-восстановительные реакции в органической химии.

Электроотрицательность и ее количественная оценка по Полингу, Малликену и Олреду-Рохову

практическое занятие (2 часа(ов)):

Электроотрицательность, валентность и степень окисления.

Окислительно-восстановительные реакции в органической химии. Электроотрицательность и ее количественная оценка по Полингу, Малликену и Олреду-Рохову.

Тема 16. Именные реакции в органической химии (продолжение)

практическое занятие (2 часа(ов)):

Именные реакции в органической химии (продолжение).

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

практическое занятие (2 часа(ов)):

Именные реакции в органической химии (школьный курс).

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

практическое занятие (2 часа(ов)):

Подготовка реферата и представление презентации по одной из выбранных именных реакций. Обобщение знаний.

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. Предмет химии. 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.	9	1	подготовка домашнего задания: Основные классы неорганических соединений. Реакции взаимного перехода	2	домашнее задание
2.	Тема 2. Строение атома. Атомное ядро. Изотопы. 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.	9	2	подготовка домашнего задания:Определение ?химический элемент? в изложении английского химика и физик	2	домашнее задание

N	Раздел Дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды самостоятельной работы студентов	Трудоемкость (в часах)	Формы контроля самостоятельной работы
3.	Тема 3. Типы химических связей. Энергия связи. Электроотрицательность. Полярность связи. Модель гибридизации орбиталей. Валентность и степень окисления. Структурные формулы. Изомерия. Газовые законы. Закон Авогадро. Ассоциация молекул в жидкостях. Типы кристаллических решеток.	9	3	подготовка домашнего задания Введение понятия относительная атомная масса химического элемента. ?Кис	2	домашнее задание
4.	Тема 4. Классификация и номенклатура химических веществ и реакций.	9	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.	9	5	подготовка домашнего задания. Клод Луи Бертолле (1748-1822) и закон сохранения постоянства состава в	2	домашнее задание
6.	Тема 6. Общая характеристика неметаллов (обзор свойств).	9	6	подготовка домашнего задания. Первое периодическое издание по химии. Основание А.Лавуазье (1789) журн	2	домашнее задание
7.	Тема 7. Обобщение знаний	9	7	подготовка домашнего задания. Джон Дальтон (1766-1844) и введение в науку некоторых символов химическ	2	домашнее задание

N	Раздел Дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды самостоятельной работы студентов	Трудоемкость (в часах)	Формы контроля самостоятельной работы
8.	Тема 8. Общая характеристика металлов.Щелочные металлы. Оксиды, пероксиды, гидроксиды и соли щелочных металлов.	9	8	подготовка домашнего задания. Закон кратных отношений (1803) Дж. Дальтона и экспериментальное подтве	2	домашнее задание
9.	Тема 9. Щелочноземельные металлы, бериллий, магний, их оксиды, Алюминий, хром, медь, серебро, цинк и их соединения.	9	9	подготовка домашнего задания. Введение И.Я. Берцелиусом понятий ?катализ? и ?аллотропия? химическог	2	домашнее задание
10.	Тема 10. Подготовка реферата и представление презентации по одной из выбранных тем по дисциплине.	9	10	подготовка к контрольной работе. Д.И. Менделеев и открытие Периодического закона. Современная формул	2	контрольная работа
11.	Тема 11. Химические знания древних. История возникновения и развития органической химии.	9	11	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
12.	Тема 12. Классификация, номенклатура органических соединений.	9	12	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
13.	Тема 13. Решение конкретных примеров по составлению названий сложных органических соединений.	9	13	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание

N	Раздел Дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды самостоятельной работы студентов	Трудоемкость (в часах)	Формы контроля самостоятельной работы
14.	Тема 14. Понятия об энергии ионизации и энергии сродства к электрону. Кекуле - положения теории валентности, современное определение. Степень окисления. Окислительно - восстановительные реакции в органической химии. .	9	14	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
15.	Тема 15. Электроотрицательность, валентность и степень окисления. Окислительно-восстановительные реакции в органической химии. Электроотрицательность и ее количественная оценка по Полингу, Малликену и Олреду-Рохову	9	15	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
16.	Тема 16. Именные реакции в органической химии (продолжение)	9	16	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
17.	Тема 17. Именные реакции в органической химии (школьный курс).	9	17	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
18.	Тема 18. Подготовка реферата и представление презентации по одной из выбранных именных реакций. Обобщение знаний	9	18	подготовка к контрольной работе	2	контрольная работа
	Итого				36	

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. Предмет химии. 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.

домашнее задание , примерные вопросы:

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 атома. Атомное ядро. Изотопы. 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.

домашнее задание , примерные вопросы:

Квантовые числа. Атомные орбитали. Электронные конфигурации атомов в основном и возбужденном состояниях.

Тема 3. Типы химических связей. Энергия связи. Электроотрицательность. Полярность связи. Модель гибридизации орбиталей. Валентность и степень окисления. Структурные формулы. Изомерия. Газовые законы. Закон Авогадро. Ассоциация молекул в жидкостях. Типы кристаллических решеток.

домашнее задание , примерные вопросы:

Типы химической связи. Энергия связи. Модель гибридизации орбиталей.

Тема 4. Классификация и номенклатура химических веществ и реакций.

домашнее задание , примерные вопросы:

Номенклатура ЮПАК.

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

домашнее задание , примерные вопросы:

Растворы. 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.

Тема 6. Общая характеристика неметаллов (обзор свойств).

домашнее задание , примерные вопросы:

Соединения водорода и кислорода с неметаллами.

Тема 7. Обобщение знаний

домашнее задание , примерные вопросы:

Реакции получения веществ, используя генетическую связь между классами неорганических соединений.

Тема 8. Общая характеристика металлов. Щелочные металлы. Оксиды, пероксиды, гидроксиды и соли щелочных металлов.

домашнее задание , примерные вопросы:

Общая характеристика металлов. Щелочные металлы. Оксиды, пероксиды, гидроксиды и соли щелочных металлов

Тема 9. Щелочноземельные металлы, бериллий, магний, их оксиды, Алюминий, хром, медь, серебро, цинк и их соединения.

домашнее задание , примерные вопросы:

Щелочноземельные металлы, бериллий, магний, их оксиды, гидроксиды и соли. Алюминий. Оксид, гидроксид и соли алюминия. Представление об алюмосиликатах. 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 и представление презентации по одной из выбранных тем по дисциплине.

контрольная работа , примерные вопросы:
Контрольная работа по всем темам.

Тема 11. Химические знания древних. История возникновения и развития органической химии.

домашнее задание , примерные вопросы:

Тема 12. Классификация, номенклатура органических соединений.

домашнее задание , примерные вопросы:

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

домашнее задание , примерные вопросы:

Тема 14. Понятия об энергии ионизации и энергии сродства к электрону. Кекуле - положения теории валентности, современное определение. Степень окисления. Окислительно - восстановительные реакции в органической химии. .

домашнее задание , примерные вопросы:

Тема 15. Электроотрицательность, валентность и степень окисления.

Окислительно-восстановительные реакции в органической химии.

Электроотрицательность и ее количественная оценка по Полингу, Малликену и Олреду-Рохову

домашнее задание , примерные вопросы:

Тема 16. Именные реакции в органической химии (продолжение)

домашнее задание , примерные вопросы:

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

домашнее задание , примерные вопросы:

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

контрольная работа , примерные вопросы:
Контрольная работа по всем темам.

Тема . Итоговая форма контроля

Примерные вопросы к зачету:

Вопросы для Зачета

Билет 1

1. Основания можно получить при взаимодействии:

- а) оксида железа(III) и воды
- б) хлорида алюминия и избытка раствора гидроксида натрия
- в) карбоната натрия и раствора гидроксида бария
- г) хлорида магния и избытка раствора гидроксида калия

2. Вещества, с которыми реагирует цинк:

- а) вода и соляная кислота б) гидроксид натрия и соляная кислота
- в) гидроксид натрия и вода г) хлорид натрия и кислород

3. Химически неделимые частицы:

- а) молекула воды б) атом кислорода в) ядро атома гелия
- г) молекула аммиака

4. Газообразное вещество, которое тяжелее азота, но легче фтора:

- 1) NH₃ 2) CO 3) NO 4) HF

5. Оксид углерода (IV). Угольная кислота и ее соли. Получение соды аммиачно-хлоридным способом. Почему этим методом нельзя получить поташ?
6. Гидролиз каких тетрагалогенидов p-элементов IV группы в обычных условиях протекает по схеме: $\text{ЭГ}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ЭО}_2 + n\text{H}_2\text{O} + \text{HG}$? Сравнить гидролизуемость тетрагалогенидов и других соединений олова: SnCl_4 и SnCl_2 ; SnCl_2 и Na_2SnO_2 .
7. Почему темнеют свинцовые белила? На какой реакции основано отбеливание потемневших картин?
8. Закончите уравнения реакций
 - 1) $\text{Be}_2\text{C} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - 4) $\text{H}_2\text{SiF}_6 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - 2) $\text{Na}_2\text{SnO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
 - 5) $\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 - 3) $\text{GeS} + \text{K}_2\text{S} \rightarrow$

Билет 2

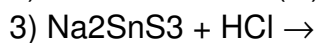
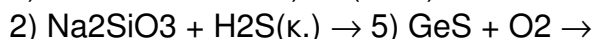
1. Вещества, с которыми реагируют как Al_2O_3 , так и CO_2 :
 - а) H_2O б) NaOH в) H_2SO_4 г) Na_2O
2. Вещества, образующие соль в реакциях с оксидом марганца(VII):
 - а) оксид калия б) гидроксид натрия в) оксид серы(VI) г) оксид фосфора(V)
3. Массовая доля водорода меньше всего в веществе, формула которого:
 - а) CH_4 б) H_2CO_3 в) C_2H_2 г) C_2H_6
4. Плотность некоторого газа по азоту равна 2. Формула газа:
 - 1) CO ; 2) C_2H_4 ; 3) C_4H_8 ; 4) N_2O .
5. Почему в водных растворах ионы Sn^{4+} и Pb^{4+} существуют только в сильноокислой среде? Чем объяснить, что по сравнению с ионом Pb^{2+} ион Pb^{4+} 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 , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.
7. В чем проявляются металлические свойства германия, олова и свинца? Почему металлические свойства усиливаются в ряду германий - свинец?
8. Закончите уравнения реакций
 - 1) $\text{GeS} + (\text{NH}_4)_2\text{S}_2 \rightarrow$
 - 4) $\text{PbS} + \text{HNO}_3(\text{p.}) \rightarrow$
 - 2) $\text{Na}_2[\text{SiF}_6] + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 - 5) $\text{Be}_2\text{C} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - 3) $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

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_2SiO_3 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_3 ; 2) C_2H_6 ; 3) C_3H_8 ; 4) C_6H_6 .
5. Почему прочность связей Э - О и Э - Г ($\text{Г} \rightarrow \text{F}, \text{Cl}, \text{Br}$) 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



Билет 4

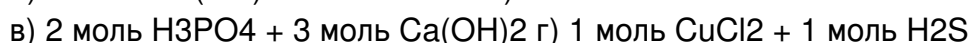
1. Расположите данные оксиды по увеличению их кислотных свойств:

Оксид марганца(IV)

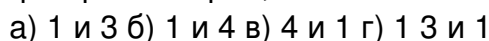
Оксид марганца(III)

Оксид марганца(VII)

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



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



4. Молекула - это:

1) частица атома;

2) частица, существующая в твердом состоянии;

3) наименьшая частица вещества, сохраняющая его свойства;

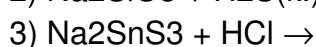
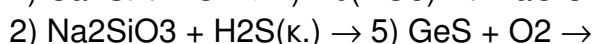
4) частица, содержащая ионы.

5. Почему прочность связей Э - О и Э - Г ($\text{Г} \rightarrow \text{F}, \text{Cl}, \text{Br}$) 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?

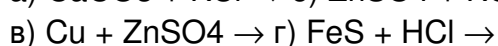
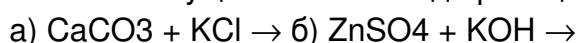
7. Одна из солей угольной кислоты при нагревании не дает твердого остатка. Что это за соль? Предложите способ ее получения. Напишите уравнение реакций ее термического разложения.

8. Закончите уравнения реакций

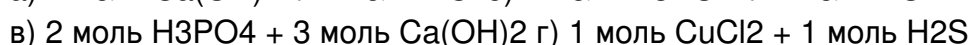


Билет 5

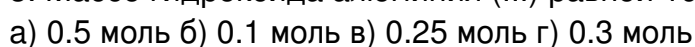
1. Схемы осуществимых в воде реакций:



2. Схема реакции, продуктом которой является кислая соль (взяты водные растворы):



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



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) $\text{GeS} + (\text{NH}_4)_2\text{S}_2 \rightarrow$ 4) $\text{Ge} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
 - 2) $\text{Na}_2[\text{SiF}_6] + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ 5) $\text{CS}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
 - 3) $\text{SnO}_2 + \text{S} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$

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) $\text{Mn}_3\text{C} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ 4) $\text{GeS} + \text{HNO}_3(\text{к.}) \rightarrow$
 - 2) $\text{H}_2\text{SnCl}_6 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ 5) $\text{NH}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - 3) $\text{PbO}_2 + \text{HCl} \rightarrow$

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) $\text{Ca}(\text{OH})_2$
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,

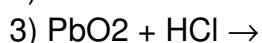
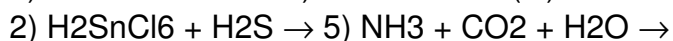
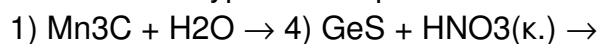
в) озон, углекислый газ

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



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,

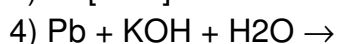
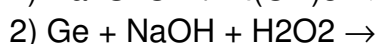
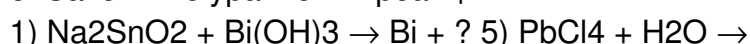
в) озон, углекислый газ

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 $Ge(OH)_4$ - $Pb(OH)_4$? Какой тип диссоциации преобладает у $Pb(OH)_2$?

7. Чем объясняется высокая реакционная способность кремния относительно водных растворов щелочей?

8. Закончите уравнения реакций



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 $Ti(OH)_2 - Ti(OH)_3 - TiO_2 \cdot xH_2O$?
7. Можно ли получить $TiCl_4$ в водных растворах?
8. Закончите уравнения реакций
- а) $TiCl_3 + KMnO_4 + HCl \rightarrow$
 - б) $TiO_2 + H_2O_2 \rightarrow$
 - в) $NH_4VO_3 + (NH_4)_2S \rightarrow$
 - г) $NaVO_3 + HCl + Pt \rightarrow$

Билет 10

1. Схемы возможных реакций между солью и кислотой в растворах:
- а) $KCl + H_2SO_4$ (разб) \rightarrow б) KCl (тв.) + H_2SO_4 (конц) \rightarrow
 - в) $AgNO_3 + HCl \rightarrow$ г) $KHCO_3 + HNO_3 \rightarrow$
2. Вещества, реагирующие с CaO , но не реагирующие с P_2O_5 :
- 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 4He . 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^0 . 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) $CaO + K_2O$ б) $NaOH(p) + Al(OH)_3$
 - в) $NH_3 + H_2SO_4$ г) $CaHPO_4 + Ca(OH)_2$ (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 $TiCl_2$ и $TiCl_4$; $ZrOCl_2$ и $ZrCl_4$; $TiCl_4$ и $ZrCl_4$.
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) $NH_3 + H_3PO_4 \rightarrow NH_4H_2PO_4$ 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. Наиболее сильное основание из перечисленных:
- 1) $RbOH$ 2) KOH 3) $LiOH$ 4) $Ca(OH)_2$ 5) NH_4OH
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. HNO_3 и HF на металлические цирконий и гафний.
8. Закончите уравнения реакций
- а) $Zr + H_2SO_4(конц) \rightarrow$
 - б) $TiO_2 + K_2S_2O_7(сплав) \rightarrow$
 - в) $V_2O_5 + HCl(конц;разб) \rightarrow$
 - г) $V_2O_5 + KOH$

Билет 13

1. И с водой, и с соляной кислотой реагирует:
- а) CuO б) CO_2 в) N_2O г) CaO
2. Наиболее слабое основание из перечисленных:
- 1) $RbOH$ 2) KOH 3) $LiOH$ 4) $Ca(OH)_2$ 5) NH_4OH
3. Наибольшее число молекул содержится при стандартных условиях в 1 л:
- а) воды б) сероводорода в) водорода

4. Молекула вещества, состоящая из трех атомов:

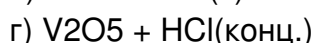
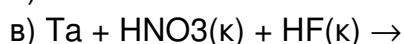
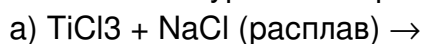
- 1) хлорид натрия; 2) газообразный хлор;
3) газообразный оксид углерода(IV); 4) газообразный аммиак.

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 $TiCl_3$ (фиолет. цв.) в открытом сосуде постепенно обесцвечивается. Почему?

8. Закончите уравнения реакций



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_3 в) Al_2O_3 г) Fe_2O_3

3. При протекании химической реакции:

- а) сохраняется суммарная масса веществ
б) сохраняются молекулы веществ, вступающих в реакцию
в) сохраняются атомы веществ, вступающих в реакцию

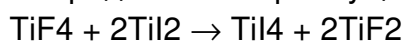
4. Вещества, которые подчиняются закону постоянства состава:

- 1) O_3 2) FeO 3) PbS 4) SiH_4 5) NH_3 6) HBr

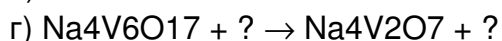
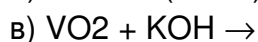
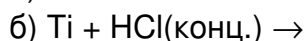
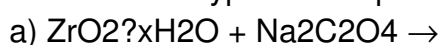
5. Написать общие электронные формулы валентных орбиталей для p- и d-элементов V гр. Какие выводы можно сделать на основании их сравнения?

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_2O_3 , так и CO_2 :

- а) H_2O б) $NaOH$ в) H_2SO_4 г) Na_2O

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:

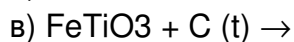
- 1) O_3 2) FeO ; 3) PbS ; 4) SiH_4 ; 5) NH_3 ; 6) TiO_2

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.

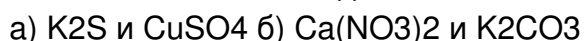
7. Как металлы подгруппы ванадия перевести в растворимое состояние?

8. Закончите уравнения реакций

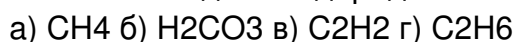


Билет 16

1. Химическое взаимодействие возможно между солями:

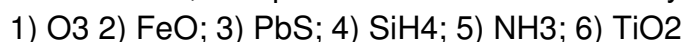


2. Массовая доля водорода меньше всего в веществе, формула которого:



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

4. Вещества, которые не подчиняется закону постоянства состава:



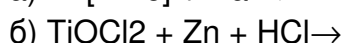
5. Какими способами можно получить V_2O_5 ? Каково его отношение к воде, кислотам и щелочам? Напишите соответствующие реакции.

6. Сходство и различие p- и d-элементов V групп на примере и физических и химических свойств.

7. Установить, в каком направлении будет протекать реакция $\text{Ti}^{4+} + \text{Cu}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{Ti}^{3+}$, если $E_0(\text{Cu}^+/\text{Cu}^{2+}) \rightarrow 1,53 \text{ В}$, $E_0(\text{Ti}^{3+}/\text{Ti}^{4+}) \rightarrow 0,1 \text{ В}$

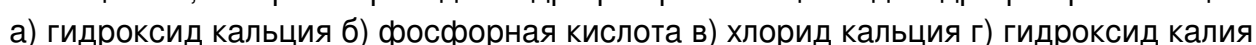
Рассчитайте ЭДС процесса.

8. Закончите уравнения реакций



Билет 17

1. Вещество, которое переводит гидрофосфат кальция в дигидрофосфат кальция:

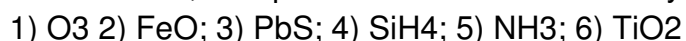


2. В 0.5 моль силиката натрия Na_2SiO_3 масса натрия равна:



3. Масса (в граммах) 4.48 л фтороводорода при н.у. (введите цифру)

4. Вещества, которые не подчиняется закону постоянства состава:

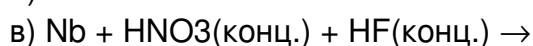
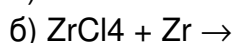
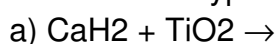


5. Гидроксиды ванадия, ниобия и тантала (V). Их получение. Анализ кислотно-основных свойств.

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



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) $\text{Ba}(\text{OH})_2$, Na_2CO_3 , AgNO_3

2. В 0.5 моль силиката натрия Na_2SiO_3 масса натрия равна:

- а) 23 г б) 46 г 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:

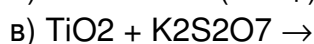
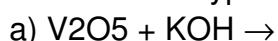
- 1) 1 моль; 2) 1.5 моль; 3) 2 моль; 4) 3 моль.

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



Билет 19

1. Оксиды, взаимодействующие со щелочами:

- 1) Cr_2O_3 2) MgO 3) CaO 4) N_2O 5) CO_2 6) ZnO 7) Al_2O_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

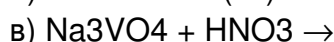
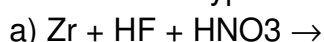
4. Молярная масса газа, плотность которого по хлору равна 0.3944 (введите цифру)

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

6. Почему для химии титана, циркония и гафния малохарактерны ионы типа 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) H_2S 2) HF 3) H_2SO_3 4) HClO_4 5) H_2SiO_3 6) H_2SO_4 7) HNO_3 8) 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) O₃ б) H₂ в) N₂ г) O₂ д) HF

4. Образец вещества аммиака, содержащий больше всего молекул:

1) m(NH₃)=10 г; 2) V(NH₃)=10 л (н.у.); 3) n(NH₃)=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 Ti²⁺ или Ti⁴⁺ и в чем это проявляется?

8. Закончите уравнения реакций

а) Ti + KOH →

б) ZrO(NO₃)₂ + NH₃(водн.) →

в) NaVO₃ + KI + H₂SO₄ →

г) VCl₂ + O₂ →

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. Под редакцией Ю.Д. Третьякова. В 3-х томах. Том 1. Физико-химические основы неорганической химии. - М.: Академия, 2008. - 240 с.

4. Еремин В.В., Кузьменко Н.Е., Дроздов А.А., Лунин В.В. Химия. 8 класс. - М.: Дрофа, 2008. - 256 с.

5. Еремин В.В., Кузьменко Н.Е., Дроздов А.А., Лунин В.В. Химия. 9 класс. - М.: Дрофа, 2010. - 256 с.

6. Еремин В.В., Кузьменко Н.Е., Дроздов А.А., Лунин В.В., Теренин В.И. Химия. 10 класс. - М.: Дрофа, 2008. - 464 с.

7. Еремин В.В., Кузьменко Н.Е., Дроздов А.А., Лунин В.В., Теренин В.И. Химия. 11 класс. - М.: Дрофа, 2010. - 464 с.

8. Гузей Л.С., Сорокин В.В., Суровцева Р.П. Химия: 8 класс: Учебник для общеобразовательных учебных заведений. - М.: Дрофа, 2003. - 288 с.

9. Глинка Н.Л. Общая химия. - М.: Интеграл-Пресс, 2004. - 728 с.

10. Химия в школе. Ежемесячный научно-методический журнал. - М. "Центрхимпресс". 2005 - 2010 г.г.

11. Ли. Дж.Дж. Именные реакции. Механизмы органических реакций. - М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2006. - 456 с.

12. Сид Дж.В., Этвуд Дж.Л. Супрамолекулярная химия, в 2- томах, - М.: Академкнига, 2007. - 1800 с.

13. Суздальев И.П. Нанотехнология, физико-химия нанокластеров, наноструктур и наноматериалов. - М.: URSS, 2005 - 589 с.

7.2. Дополнительная литература:

1. Лунин В.В., Ненайденко В.Г., Рыжова О.Н., Кузьменко Н.Е. Химия XXI века в задачах Международных Менделеевских олимпиад. - М.: Издательство МГУ, Наука, 2006. - 384 с.

2. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. - М.: Высшая школа, 2009. - 743 с.

3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. - М.: Интеграл-Пресс, 2009. - 240 с.

4. Фримантл М. Химия в действии. В 2-х ч. - М.: Мир, 1998. 1ч - 528 с., 2ч - 624 с.,
5. Рэмсден Э.Н. Начала современной химии. - Л.: Химия, 1989. - 784 с.
6. Сергеев Г.Б. Нанохимия. - М.: Университет, 2007. - 333 с.
7. Гузей Л.С., Сорокин В.В., Суровцева Р.П. Химия: 9 класс: Учебник для общеобразовательных учебных заведений. - М.: Дрофа, 2002. - 288 с.
8. Фельдман Ф.Т., Рудзитис Г.Е. Химия: Учебники для 8-11 классов средней школы. - М.: Просвещение, 1996-1999.
9. Кузьменко Н.Е., Магдесиева Н.Н., Еремин В.Д. Задачи по химии для абитуриентов. Курс повышенной сложности с компьютерным приложением. - М.: Просвещение, 1992. - 191 с.
10. Гринберг И.И. Органическая химия. М.: Дрофа, 2002. - 672 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
Учебно-методическое обеспечение преподавания химии. - http://www.ipkps.bsu.edu.ru/source/metod_sluzva/dist_ximiy.asp.
Химик - 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 согласно утвержденному учебному плану

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

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВПО и учебным планом по специальности: 020201.65 "Фундаментальная и прикладная химия" и специализации Физическая химия .

Автор(ы):

Галкина И.В. _____

Журавлева Ю.И. _____

"__" _____ 201__ г.

Рецензент(ы):

Фицева Р.Г. _____

"__" _____ 201__ г.