Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Щёкина Вера Витальевна
Должность: Ректор
Дата подписания: 07.06.2023 08:09:33
Уникальный программный ключ:
a2232a55157e578551a8999b1190892af53989420420336ffbf573a434e57789

	МИНИСТЕРСТВО ПРОСВЕЩЕНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
	Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования «Благовещенский государственный педагогический университет»
	ОСНОВНАЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНАЯ ПРОГРАММА **Рабочая программа дисциплины**

УТВЕРЖДАЮ
Декан естественно-географического факультета ФГБОУ ВО «БГПУ»
_____И.А. Трофимцова
«25» мая 2022 г.

Рабочая программа дисциплины
НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Направление подготовки
44.03.05 ПЕДАГОГИЧЕСКОЕ ОБРАЗОВАНИЕ
(с двумя профилями подготовки)

Профиль
«БИОЛОГИЯ»

Профиль
«ХИМИЯ»

Уровень высшего образования
БАКАЛАВРИАТ

Принята на заседании кафедры химии
(протокол № 8 от «25» мая 2022 г.)

Благовещенск 2022

СОДЕРЖАНИЕ

1 ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА 3
2 УЧЕБНО-ТЕМАТИЧЕСКОЕ ПЛАНИРОВАНИЕ 5
3 СОДЕРЖАНИЕ ТЕМ (РАЗДЕЛОВ) 10
4 МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ (УКАЗАНИЯ) ДЛЯ СТУДЕНТОВ ПО ИЗУЧЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ 16
5 ПРАКТИКУМ ПО ДИСЦИПЛИНЕ 19
6 ДИДАКТИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ КОНТРОЛЯ (САМОКОНТРОЛЯ) УСВОЕННОГО МАТЕРИАЛА 46
7 ПЕРЕЧЕНЬ ИНФОРМАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ, ИСПОЛЬЗУЕМЫХ В ПРОЦЕССЕ ОБУЧЕНИЯ 65
8 ОСОБЕННОСТИ ИЗУЧЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ ИНВАЛИДАМИ И ЛИЦАМИ С ОГРАНИЧЕННЫМИ ВОЗМОЖНОСТЯМИ ЗДОРОВЬЯ 65
9 СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ И ИНФОРМАЦИОННЫХ РЕСУРСОВ 65
10 МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ БАЗА 66
11 ЛИСТ ИЗМЕНЕНИЙ И ДОПОЛНЕНИЙ 68

1 ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

1.1 Цель дисциплины: сформировать фундаментальные знания в области неорганической химии.

1.2 Место дисциплины в структуре ООП.

Дисциплина «Неорганическая химия» относится к дисциплинам обязательной части предметно-методического модуля по профилю «Химия» блока Б1: Б1.О.08.03.

Для освоения дисциплины «Неорганическая химия» обучающиеся используют знания, умения, навыки, сформированные в ходе изучения предмета «Химия» в общеобразовательной школе, а также дисциплины «Общая химия», изучаемой в первом семестре.

Дисциплина «Неорганическая химия» является основой для последующего изучения химических дисциплин и подготовки к государственной итоговой аттестации.

1.3 Дисциплина направлена на формирование следующих компетенций: УК-1, ОПК-8, ПК-2:

- **УК-1.** Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач, **индикаторами** достижения которой являются:

- УК-1.1 Демонстрирует знание особенностей системного и критического мышления и готовность к нему;
- УК-1.2 Находит и критически анализирует информацию, необходимую для решения поставленной задачи;
- УК-1.3 Аргументированно формирует собственное суждение и оценку информации, принимает обоснованное решение;

- **ОПК-8.** Способен осуществлять педагогическую деятельность на основе специальных научных знаний, **индикатором** достижения которой является:

- ОПК-8.3 Демонстрирует специальные научные знания, в том числе в предметной области;

- **ПК-2.** Способен осуществлять педагогическую деятельность по профильным предметам (дисциплинам, модулям) в рамках программ основного общего и среднего общего образования, **индикатором** достижения которой является:

- ПК-2.2 Применяет основы теории фундаментальных и прикладных разделов химии (неорганической, аналитической, органической, физической, химии ВМС, химических основ биологических процессов, химической технологии) для решения теоретических и практических задач.

1.4 Перечень планируемых результатов обучения. В результате изучения дисциплины студент должен

- знать:

- пути поиска информации для использования полученных теоретических и практических знаний в области общей и неорганической химии;
- основы поиска, критического анализа и синтеза информации, системного подхода для решения поставленных задач в рамках дисциплины неорганическая химия;
- основы качественного анализа неорганических соединений;
- методы и способы обработки информации результатов химического эксперимента, результатов наблюдений и измерений;
- информационные источники справочного, научного, нормативного характера;
- основные химические понятия;
- основные законы химии;
- общие сведения о химическом элементе;
- положение химического элемента в Периодической системе;
- строение атома элемента;
- свойства простого вещества, образуемого данным элементом;

• свойства сложных веществ, образуемого данным элементом (оксид, гидроксид, соль).

- **уметь**:

• применять и анализировать основы поиска, критического анализа и синтеза информации, системного подхода для решения поставленных задач;

• анализировать задачу, выделяя ее базовые составляющие и осуществляет декомпозицию задачи;

• грамотно, логично, аргументированно формировать собственные суждения и оценки;

• отличать факты от мнений, интерпретаций, оценок и т.д. в рассуждениях других участников деятельности;

• определять и оценивать практические последствия возможных решений;

• сопоставлять разные источники информации с целью выявления их противоречий и поиска достоверных суждений;

• обрабатывать, анализировать и обобщать результаты наблюдений и измерений;

• выявлять связь между физическими и химическими процессами, между строением и свойствами неорганических веществ,

• решать задачи, используя принципы и методы неорганической химии;

• объяснять и анализировать на основе экспериментальных данных свойства веществ и процессы, протекающие при их взаимодействии;

• ставить химический эксперимент, анализировать и оценивать лабораторные исследования;

• применять основы и особенности правил техники безопасности при проведении химического эксперимента с неорганическими веществами;

• называть неорганические вещества по разным типам номенклатур;

• определять: валентность и степень окисления химических элементов, тип химической связи в соединениях, заряд иона, характер среды в водных растворах неорганических соединений, окислитель и восстановитель;

• характеризовать: элементы в периодах и группах по их положению в Периодической системе Д.И. Менделеева; общие химические свойства металлов, неметаллов, основных классов неорганических соединений;

• объяснять: зависимость свойств веществ от их состава и строения; природу химической связи (ионной, ковалентной, металлической), зависимость скорости химической реакции и положения химического равновесия от различных факторов;

• выполнять химический эксперимент по распознаванию важнейших неорганических веществ;

• проводить самостоятельный поиск химической информации с использованием различных источников (научно-популярных изданий, компьютерных баз данных, ресурсов Internet).

- **владеть:**

• навыками анализа, применения основ поиска, критического анализа и синтеза информации, системного подхода для решения поставленных задач в рамках дисциплины общая и неорганическая химия;

• навыками анализа задачи, выделяя ее базовые составляющие и осуществляя декомпозицию задачи;

• навыками грамотно, логично, аргументированно формировать собственные суждения и оценки;

• навыками отличать факты от мнений, интерпретаций, оценок и т.д. в рассуждениях других участников деятельности;

• способностью определять и оценивать практические последствия возможных решений;

• навыками делать заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ по неорганической химии;

• навыками систематизировать и анализировать результаты химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также результаты расчетов свойств неорганических веществ и материалов на их основе;

• основными законами и закономерностями неорганической химии и применять их при решении задач, при анализе экспериментальных данных, полученных при исследовании;

• способами ориентации в профессиональных источниках информации (журналы, сайты, образовательные порталы);

• навыками постановки эксперимента, анализа и оценки результатов лабораторных исследований;

• методами определения возможности протекания химических превращений в различных условиях и оценки их последствий;

• теоретическими методами описания свойств простых и сложных веществ на основе их положения в Периодической системе химических элементов;

• способами безопасного обращения с горючими и токсичными веществами, лабораторным оборудованием;

• навыками интерпретации рассчитанных значений термодинамических функций и на их основе прогнозировать возможность осуществления и направление протекания химических процессов;

• методами приготовления растворов заданной концентрации.

1.5 Общая трудоемкость дисциплины «Неорганическая химия» составляет 5 зачетных единиц (далее – ЗЕ) (180 часов).

Программа предусматривает изучение материала на лекциях и лабораторных занятиях. Предусмотрена самостоятельная работа студентов по темам и разделам. Проверка знаний осуществляется фронтально, индивидуально.

1.6 Объем дисциплины и виды учебной деятельности

Объем дисциплины и виды учебной деятельности (очная форма обучения)

Вид учебной работы	Всего часов	Семестр 2
Общая трудоемкость	180	
Контактная работа	84	
Лекции	32	32
Лабораторные работы	52	52
Самостоятельная работа	60	60
Вид итогового контроля:	36	Экзамен

2 УЧЕБНО-ТЕМАТИЧЕСКОЕ ПЛАНИРОВАНИЕ

Учебно-тематический план (очная форма обучения)

№	Наименование тем (разделов)	Всего часов	Аудиторные занятия		Самостоятельная работа
			Лекции	Лабораторные занятия	
II семестр					
1	**I Неметаллы**	**154**	**26**	**60**	**68**
1.1	Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Связь положения химического элемента с электронным строением	4	2		2

	его атома. Электронные семейства химических элементов и периодичность изменения их свойств.				
1.2	Водород. Изотопы водорода. Физические и химические свойства. Соединения с металлами и неметаллами	4	2		2
1.3	Водород. Получение и свойства	2			2
1.4	Кислород. Изотопы. Аллотропия кислорода. Воздух. Составные части воздуха. Кислород как окислитель	6	2		4
1.5	Кислород. Получение и свойства. Пероксид водорода и его свойства	2			2
1.6	*Лабораторная работа № 1.* Водород. Получение и свойства. Кислород. Получение и свойства. Пероксид водорода и его свойства	10		8	2
1.2 Элементы VIIA-группы. Галогены					
1.2.1	Общая характеристика галогенов и их соединений друг с другом.	6	2		4
1.2.2	Водородные соединения галогенов. Галогеноводородные кислоты	4	2		2
1.2.3	Кислородные соединения галогенов	6	2		4
	Лабораторная работа № 2. Галогены. Водородные соединения галогенов.	10		8	2
	Лабораторная работа № 3. Галогены. Кислородные соединения галогенов.	16		12	4
1.3 Элементы VIA-группы. Халькогены.					
1.3.1	Сера. Аллотропия серы. Сероводород и сульфиды. Кислородные соединения серы. Сернистая и серная кислоты. Сульфиты и сульфаты. Тиосерная кислота и тиосульфаты. Надсерная кислота	6	2		4
1.3.2	Селен. Теллур. Полоний	4	2		2
	Лабораторная работа № 4. Сера и ее соединения	10		8	2
1.4 Элементы VA-группы. Пниктогены.					
1.4.1	Азот. Водородные соединения азота. Азидоводородная кислота. Нитриды	4	2		2
1.4.2	Кислородные соединения азота. Оксиды азота. Азотистая кислота и нитриты. Азотная кислота и нитраты. Взаимодействие азотной кислоты с металлами	4	2		2

1.4.3	*Лабораторная работа № 5.* Азот и его соединения.	12		8	4
1.4.4	Фосфор. Аллотропия. Природные соединения фосфора. Фосфин и фосфиды. Оксиды фосфора. Фосфорные кислоты. Соли фосфорных кислот. Растворимость и гидролиз солей. Мышьяк	4	2		2
1.4.5	*Лабораторная работа № 6.* Фосфор и его соединения	12		8	4
1.5 Элементы IVA, IIIA-группы					
1.5.1	Углерод. Аллотропия. Углерод в природе. Углеводороды и карбиды. Оксиды углерода. Угольная кислота и карбонаты	3	1		2
1.5.2	Кремний. Силан. Силициды. Соединения кремния с неметаллами. Диоксид кремния. Кремниевые кислоты. Силикаты. Кремнийорганические соединения	3	1		2
1.5.3	Бор. Аллотропия. Бороводороды и бориды. Оксид бора и борные кислоты. Соли борных кислот	3	1		2
1.5.4	Оксосоединения р-элементов III – VII	3	1		2
1.5.5	*Лабораторная работа № 7.* Углерод и его соединения. Кремний и его соединения. Бор и его соединения.	10		8	2
1.6 Элементы VIIIA-группы					
1.6.1	Инертные газы. Соединения элементов подгруппы криптона	6			6
2	**II Металлы главных подрупп.** Общая характеристика свойств элементов главных подгрупп периодической системы и их соединений	**62**	**6**	**16**	**40**
2.1.1	Общая характеристика свойств элементов главных подгрупп периодической системы и их соединений. Металлы IA-группы	5	1		4
2.2 Металлы IIA-группы					
2.2.1	Металлы IIA-группы. Бериллий. Магний. Щелочноземельные металлы. Растворимость гидроксидов и солей. Жесткость воды	3	1		2

2.2.2	*Лабораторная работа № 8.* Общая характеристика металлов. Металлы IA-группы. Металлы IIA-группы	18		8	10
2.3 Металлы IIIA-группы					
2.3.1	Алюминий. Амфотерность алюминия, его оксида и гидроксида. Гидролиз солей алюминия	6	2		4
2.3.2	Галлий, индий, таллий	3	1		2
2.4 Металлы IVA-группы					
2.4.1	Германий, олово, свинец. Бинарные соединения и их свойства. Оловянные кислоты. Оксосоединения олова и свинца	5	1		4
2.4.2	*Лабораторная работа № 9.* Металлы IIIA-группы. Алюминий. Металлы IVA-группы. Олово. Свинец	18		8	10
2.5 Металлы VA-группы					
2.5.1	Сурьма. Висмут	5	1		4
III семестр					
3	**III Металлы побочных подгрупп**	**108**	**22**	**32**	**54**
3.1	Общая характеристика свойств элементов побочных подгрупп периодической системы и их соединений. Сравнение свойств элементов первого, второго и третьего переходных рядов	4	2		2
3.2 Металлы IVB-группы					
3.2.1	Титан. Цирконий. Гафний. Свойства соединений	4	2		2
3.2.1.1	*Лабораторная работа № 10.* Металлы IVB-группы. Титан. Цирконий. Гафний.	8		4	4
3.3 Металлы VB-группы					
3.3.1	Ванадий, ниобий, тантал. Свойства соединений	4	2		2
3.3.1.1	*Лабораторная работа № 11.* Металлы VB-группы. Ванадий, ниобий, тантал.	8		4	4
3.4 Металлы VIB-группы					
3.4.1	Хром, молибден, вольфрам. Свойства соединений	6	4		2
3.4.2	*Лабораторная работа № 12.* Металлы побочных подгрупп. Хром и его соединения	6		4	2
3.5 Металлы VIIB-группы					
3.5.1	Марганец, технеций, рений. Свойства соединений	4	2		2
3.5.2	*Лабораторная работа № 13.* Металлы VIIB-группы. Марганец и	10		4	6

	его соединения				
3.6 Металлы VIIIB-группы					
3.6.1	Железо, кобальт, никель. Свойства соединений	6	4		2
3.6.2	Платиновые металлы. Свойства соединений	3	1		2
	Лабораторная работа № 14. Элементы семейства железа	10		4	6
3.7 Металлы IB-группы					
3.7.1	Медь, серебро, золото. Свойства соединений. Комплексообразование с участием этих металлов	3	1		2
3.7.1.1	*Лабораторная работа № 15.* Медь, серебро и их соединения.	8		4	4
3.8 Металлы IIB-группы					
3.8.1	Цинк, кадмий, ртуть. Свойства соединений	3	1		2
3.8.2	*Лабораторная работа № 16.* Цинк, кадмий, ртуть и их соединения	6		4	2
3.9 Металлы IIIB-группы					
3.9.1	Скандий, итрий, лантан и их соединения	3	1		2
3.9.2	Лантаноиды	3	1		2
3.9.3	Актиноиды. Уран	3	1		2
3.9.4	*Лабораторная работа № 17.* Лантаноиды и актиноиды	6		4	2
	Экзамен	36			
	Итого:	**360**	**54**	**108**	**162**

Интерактивное обучение по дисциплине

№	Наименование тем (разделов)	Вид занятия	Форма интерактивного занятия	Кол-во часов
1.	Общая характеристика галогенов и их соединений	ЛК	Лекция-дискуссия	2 ч.
2.	Кислородные соединения галогенов	ЛР	Работа в малых группах	2 ч.
3.	Сера и ее соединения	ЛР	Работа в малых группах	2 ч.
4.	Азот и его соединения	ЛК	Лекция с ошибками	2 ч.
5.	Углерод и его соединения	ЛР	Работа в малых группах	2 ч.
6.	Бериллий. Магний. Щелочноземельные металлы.	ЛР	Работа в малых группах	2 ч.
7.	Алюминий. Амфотерность алюминия, его оксида и гидроксида.	ЛР	Тренинг	4 ч.
8.	Хром и его соединения	ЛР	Работа в малых группах	4 ч.

9.	Общая характеристика свойств элементов побочных подгрупп периодической системы и их соединений.	ЛК	Лекция-консультация	4 ч.
	Всего:	**24**/162=14 %		

3 СОДЕРЖАНИЕ ТЕМ (РАЗДЕЛОВ)

II семестр

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

Периодическая система как естественная система элементов. Длинная и короткая формы периодических таблиц. Периоды, группы, подгруппы. Связь положения элемента в периодической системе с электронным строением его атома.

Особенности электронных конфигураций атомов элементов главных и побочных подгрупп. Элементы *s, p, d, f*- семейств. Периодичность изменения свойств элементов как проявление периодичности изменения электронных конфигураций атомов. Связь свойств элементов с их положением в периодической системе.

Групповая и типовая аналогии. Электронная аналогия. Кайносимметрия. Контракционная аналогия. Вторичная и внутренняя периодичность. Горизонтальная и диагональная аналогии.

1 НЕМЕТАЛЛЫ

1. Водород

Строение атома водорода. Положение водорода в периодической системе химических элементов. Изотопы водорода. Распространение водорода в природе. Строение молекулы водорода. Лабораторные и промышленные способы получения водорода. Физические и химические свойства водорода. Молекулярный и атомарный водород как восстановитель. Соединения водорода с металлами и неметаллами, их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Водород - топливо будущего.

2. Элементы VIIA группы. Галогены

Общая характеристика атомов элементов и простых веществ. Характеристика соединений галогенов друг с другом. Биологическая роль простых веществ и соединений, образованных галогенами.

Меры предосторожности при работе с галогенами.

Фтор. Распространение фтора в природе, способы получения. Физические свойства фтора. Особенности химии фтора. Соединения фтора. Фтороводород, получение и свойства. Фтороводородная кислота, фториды. Фторид кислорода. Применение фтора и его соединений.

Хлор. Нахождение в природе, изотопы. Лабораторные и промышленные способы получения хлора, его физические и химические свойства. Применение хлора и его соединений. Охрана окружающей среды от загрязнения хлором, его ПДК.

Механизм взаимодействия хлора с водородом. Хлороводород, соляная кислота: промышленные и лабораторные способы получения. Характер соединения хлора с металлами, физические и химические свойства соединений, применение. Взаимодействие хлора с водой, щелочами и другими сложными веществами.

Кислородные соединения хлора: оксиды, кислоты, соли. Хлорноватистая кислота, белильная известь. Хлорноватая, хлористая и хлорная кислоты и их соли. Сравнение силы, прочности и окислительных свойств оксокислот хлора, стереохимия их анионов.

Бром. Йод. Распространение в природе, получение в лаборатории и в промышленности. Физические и химические свойства брома и йода. Бромоводород и йодоводород. Бромоводородная и йодоводородная кислоты, их соли. Получение, свойства и применение.

Кислородные соединения бома, йода: оксиды, кислоты, соли.

Сравнительная характеристика силы галогеноводородных кислот и восстановительных свойств их анионов. Направленность реакций между галогенами и веществами, содержащими галогенид-ионы.

Сравнительная характеристика оксокислот галогенов с одинаковыми степенями окисления кислотообразующих элементов.

Токсичность хлорсодержащих продуктов. Пестициды и гербициды.

3. Элементы VIA группы. Халькогены

Кислород. Изотопы кислорода. Строение молекулы кислорода, его парамагнетизм. Физические и химические свойства кислорода. Роль кислорода в природе.

Кислород как окислитель. Взаимодействие с кислородом простых и сложных веществ. Лабораторные и промышленные способы получения кислорода, области его применения.

Аллотропия кислорода. Озон. Химические свойства озона, его получение, образование в природе. Сравнение окислительной активности кислорода и озона.

Водородные соединения кислорода. Вода. Электронное строение молекулы воды. Полярность молекул. Характеристика водородной связи. Ассоциация молекул воды. Физические свойства воды. Аномалии физических свойств воды и их объяснение. Вода как растворитель. Химические свойства воды. Взаимодействие с простыми и сложными веществами. Роль воды в биологических процессах. Промышленное значение воды. Тяжелая вода, ее свойства, получение и применение. Проблема чистой воды.

Пероксид водорода. Электронное строение молекулы. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода. Пероксиды металлов, их получение, свойства и применение.

Воздух. Постоянные и переменные составные части воздуха. Проблема чистого воздуха. Жидкий воздух, его свойства и практическое применение.

Сера. Сера в природе. Аллотропия серы. Физические и химические свойства серы.

Водородные соединения серы. Сероводород, его строение, физические и химические свойства, физиологическое действие сероводорода, его ПДК. Сероводородная кислота и сульфиды, их восстановительные свойства. Гидролиз сульфидов. Полисероводороды и полисульфиды.

Кислородные соединения серы. Оксид серы (IV): его физические и химические свойства, лабораторные и промышленные способы получения. Физиологическое действие и ПДК. Химические свойства сернистой кислоты и сульфитов. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Тиосерная кислота и тиосульфаты, их применение и свойства.

Оксид серы (VI), его физические и химические свойства.

Серная кислота. Свойства концентрированной и разбавленной серной кислоты. Взаимодействие с металлами, неметаллами и сложными веществами. Правила обращения с концентрированной серной кислотой. Соли серной кислоты, их нахождение в природе, свойства и применение. Значение серной кислоты и ее солей в народном хозяйстве. Биологическая роль серы, круговорот серы в природе.

Селен и теллур. Распространение в природе и их получение. Аллотропия селена и теллура. Физические и химические свойства.

Соединения с водородом и металлами. Характеристические соединения: оксиды селена и теллура, селен- и теллурсодержащие кислоты, их соли. Соединения с другими неметаллами.

4. Элементы VA группы. Пниктогены

Азот. Азот в природе. Строение молекулы азота и причины ее устойчивости. Физические и химические свойства азота. Лабораторные и промышленные способы получения, применение азота, особенности взаимодействия азота с кислородом.

Аммиак. Электронное строение и геометрия молекулы. Физические и химические свойства аммиака, его получение в лаборатории и в промышленности. Донорные свойства аммиака при взаимодействии с водой, кислотами и в комплексообразовании. Соли аммония, их структура и свойства. Продукты термического разложения солей аммония. Окисление аммиака. Реакции замещения атомов водорода в молекуле аммиака. Амиды, имиды и нитриды металлов.

Гидразин. Гидроксиламин. Азотистоводородная кислота и азиды. Строение молекул и окислительно-восстановительное свойства водородных соединений азота.

Кислородные соединения азота. Оксиды азота: строение молекул, устойчивость, получение и свойства.

Азотистая кислота. Электронное строение и геометрия молекулы. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Нитриты. Получение, свойства.

Азотная кислота. Электронное строение и геометрия молекулы. Химические свойства азотной кислоты: взаимодействие с металлами, неметаллами концентрированной и разбавленной азотной кислоты. Нитраты. Термическое разложение нитратов.

Биологическая роль азота. Проблема связанного азота. Азотные удобрения. Круговорот азота в природе.

Фосфор. Важнейшие природные соединения фосфора, получение. Аллотропия фосфора. Токсичность белого фосфора, меры предосторожности при работе с ним.

Фосфиды металлов. Соединение фосфора с водородом, фосфины. Сравнение геометрии молекул и свойств фосфина и аммиака.

Кислородные соединения фосфора. Оксиды фосфора. Оксокислоты фосфора: фосфорноватистая, фосфористая и фосфорные кислоты. Строение молекул, их основность. Изменение устойчивости, кислотных и окислительно-восстановительных свойств в ряду оксокислот фосфора. Мета- и полифосфаты. Соли ортофосфорной кислоты, их практическое применение. Галогениды фосфора, их гидролиз.

Биологическая роль фосфора, фосфорные удобрения. Использование фосфорных удобрений на почвах с различными значениями pH.

Мышьяк.Распространение в природе, получение и полиморфизм мышьяка. Физические и химические свойства. Арсин, геометрия молекулы и химические свойства.

Оксиды мышьяка, его кислородные кислоты и соли.

Сравнение свойств мышьяка и его соединений с аналогами фосфора и азота.

5. Элементы IVA группы

Углерод в природе. Аллотропия углерода: алмаз, графит, карбин, фуллирен. Их структура, физические и химические свойства, практическое значение. Характер гибридизации атомных орбиталей углерода в аллотропных формах. Химические свойства углерода. Практическое использование восстановительных свойств углерода.

Водородные соединения углерода. Углерод в органических соединениях. Карбиды металлов, их общая характеристика.

Кислородные соединения углерода. Оксид углерода (II), строение, физические и химические свойства. Физиологическое действие оксида углерода (II) и меры предосторожности при работе с ним. Первая помощь при отравлении угарным газом. Фосген. Карбонилы металлов.

Оксид углерода (IV), строение его молекулы, физические и химические свойства. Промышленные и лабораторные способы получения. Угольная кислота. Карбонаты и гидрокарбонаты, растворимость, гидролиз, термическая устойчивость.

Соединения углерода с азотом и галогенами. Циановодородная кислота, цианиды. Тетрахлорид углерода, фторопроизводные углерода. Фреоны. Круговорот углерода в природе.

Кремний. Кремний и его соединения. Кремний в природе. Природные силикаты. Промышленные и лабораторные способы получения кремния. Свойства кремния и его применение. Водородные соединения кремния, их отличие от углеводородов. Силициды металлов. Диоксид кремния. Кремниевые кислоты. Силикаты. Растворимое стекло. Кварц. Искусственные силикаты.

Германий. Распространение и получение германия. Физические и химические свойства. Водородные соединения германия, гомологи германа. Химическая активность и гидролиз этих соединений.

Оксиды и гидроксиды германия. Комплексные соединения германия. Соединения с другими неметаллами. Соли кислородсодержащих кислот германия.

6. Элементы IIIA группы

Бор. Аллотропные модификации. Важнейшие химические и физические свойства кристаллического бора. Его получение и применение.

Особенности структуры бороводородов, их свойства. Бориды металлов. Нитрид бора. Оксид и гидроксид бора: структура, свойства и применение. Ортоборная кислота. Бура. Бор как микроэлемент.

7. Элементы VIIIA группы. Инертные газы

История открытия инертных газов. Электронная структура атомов и положение в периодической системе. Объяснение невозможности существования двухатомных молекул с позиций метода молекулярных орбиталей. Потенциалы ионизации. Нахождение в природе, способы выделения. Физические свойства. Применение гелия, неона, аргона. Важнейшие соединения ксенона и криптона, их свойства, получение и применение.

2 МЕТАЛЛЫ ГЛАВНЫХ ПОДГРУПП

1. Металлы IA группы

Распространенность в земной коре, изотопный состав, важнейшие природные соединения щелочных металлов. Способы получения щелочных металлов. Свойства, получение и применение важнейших соединений щелочных металлов: гидридов, оксидов, гидроксидов, пероксидов, солей. Правила хранения и техника безопасности при работе со щелочными металлами и щелочами.

Значение соединений натрия и калия для живых организмов. Калийные удобрения.

2. Металлы IIA группы

Общая характеристика атомов элементов главной подгруппы II группы. Физические и химические свойства простых веществ. Получение в промышленности. Поведение металлов в реальных атмосферных условиях. Правила хранения щелочноземельных металлов, меры предосторожности при работе с ними.

Бериллий. Особенности строения и металлохимия бериллия. Характеристические соединения бериллия: оксид, гидроксид и галогениды. Соединения с другими неметаллами. Соли кислородсодержащих кислот и комплексные соединения бериллия.

Магний. Свойства, получение гидридов, оксидов, гидроксидов, пероксидов и солей магния и щелочноземельных металлов. Магнезия, негашеная и гашеная известь. Свойства, получение и применение. Физиологическое действие соединений главной подгруппы II группы.

Металлы IIIA группы

Алюминий. Распространение в земной коре, важнейшие природные соединения: физические и химические свойства алюминия. Получение алюминия, применение. Алюминотермия. Свойства основных соединений алюминия: оксида, гидроксида, гидроксоалюминатов, солей. Их практическое применение.

Электронное строение атомов элементов подгруппы галлия. Природные соединения и получение металлов. Физические и химические свойства металлов и характеристических соединений. Соединения низших степеней окисления металлов подгруппы галлия. Металлохимия и сплавы металлов.

4. Металлы IVA группы

Олово, свинец. Сравнительная характеристика элементов IVA группы. Электронное строение олова и свинца. Природные соединения и получение металлов. Аллотропия олова. Физические и химические свойства металлов. Характеристические соединения элементов в различных степенях окисления. Соединения с другими неметаллами. Соли и комплексные соединения олова и свинца. Металлохимия элементов подгруппы германия.

5. Металлы VA группы.

Сурьма. Висмут. Электронное строение элементов и их валентные возможности.

Природные соединения и способы получения. Простые вещества, их физические и химические свойства. Характеристические соединения, их свойства в соответствии со степенью окисления. Соединения с другими неметаллами. Соли кислородсодержащих кислот и комплексные соединения. Металлохимия элементов.

Общая характеристика свойств элементов главных подгрупп периодической системы и их соединений

Закономерности в изменении радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности атомов элементов в периодах и главных подгруппах.

Соединения металлов и неметаллов с водородом. Изменение в периодах и подгруппах полярности и прочности связи в соединениях элементов с водородом. Закономерности изменения их восстановительных свойств.

Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов элементов главных подгрупп. Оксиды. Строение, тип связи между атомами: изменение величины эффективного заряда атомов кислорода в оксидах на примерах оксидов I-П групп главных подгрупп и 2-3 периодов. Изменение кислотно-основных свойств оксидов в периодах и главных подгруппах. Гидроксиды. Зависимость характера их диссоциации от величин условных радиусов и зарядов ионов. Изменение характера диссоциации гидроксидов на примерах элементов 3-го периода и главных подгрупп I, II, V-VII групп.

Изменение устойчивости степеней окисления атомов элементов в главных подгруппах. Окислительные свойства соединений, содержащих атомы элементов в высших степенях окисления.

III семестр

3 МЕТАЛЛЫ ПОБОЧНЫХ ПОДГРУПП

Общая характеристика свойств элементов побочных подгрупп периодической системы и их соединений

Особенности электронных структур атомов элементов *d*- и *f*-семейств. Их положение в периодической системе. Сравнение свойств атомов, простых веществ, соединений элементов главных и побочных подгрупп. Характер изменения свойств элементов и соединений при возрастании зарядов ядер атомов в главных и побочных подгруппах. Многообразие степеней окисления, проявляемых атомами элементов побочных подгрупп.

Лантаноидное и актиноидное сжатие. Сравнение свойств элементов первого и второго, третьего переходных рядов. Сходство свойств элементов V и VI периодов.

Комплексообразующие свойства *d*-элементов.

1. *Металлы IVB группы*

Подгруппа титана. Общая характеристика атомов элементов, физических и химичес0ких свойств простых веществ. Титан, цирконий, гафний в природе. Химия их получения из природных соединений. Оксиды, гидроксиды, соли. Применение простых веществ и их соединений. Сравнение свойств элементов главной и побочной подгрупп IV группы. Значение синтеза элемента № 104 в развитии периодического закона.

2. *Металлы VB группы*

Подгруппа ванадия. Ванадий, ниобий, тантал, электронное строение атомов. Физические и химические свойства простых веществ. Нахождение в природе. Способы получения. Оксиды, гидроксиды, соли. Сравнение свойств элементов и соединений главной и побочной подгрупп V группы. Применение ванадия, ниобия, тантала.

3. *Металлы VIB группы*

Подгруппа хрома. Общая характеристика элементов, их распространение и важнейшие природные соединения. Физические и химические свойства, получение простых веществ, сплавов.

Соединения хрома (II, III, VI): оксиды, гидроксиды, соли. Получение, физические и химические свойства. Зависимость кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов хрома от величины зарядов и радиусов соответствующих ионов. Гидроксо- и оксохроматы

(III). Комплексные соединения хрома (III). Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома (III). Хромовые кислоты, их свойства. Хроматы и дихроматы, условия их существования. Соединения хрома (VI) как окислители. Хромовая смесь.

Молибден и вольфрам. Получение молибдена и вольфрама из природных соединений, их свойства и применение. Оксиды и гидроксиды молибдена и вольфрама. Молибденовая и вольфрамовая кислоты, их соли. Биологическая роль молибдена.

Сравнительная характеристика свойств элементов главной и побочной подгрупп VI группы.

4. *Металлы VIIB группы*

Подгруппа марганца. Общая характеристика элементов, их распространение и важнейшие природные соединения. Физические и химические свойства металлов.

Марганец. Сплавы марганца. Ферромарганец. Соединения марганца. Оксиды и гидроксиды марганца. Зависимость их свойств от степени окисления атомов марганца. Марганцовистая и марганцевая кислоты, манганаты и перманганаты. Окислительные свойства перманганатов и манганатов. Зависимость окислительных свойств перманганатов от *pH* среды. Марганец- микроэлемент растений.

Технеций и рений. Оксиды и гидроксиды рения. Соли. Рениевая кислота и ее соли.

Сравнительная характеристика свойств элементов и соединений элементов главной и побочной подгрупп VII группы.

5. *Металлы VIIIB группы*

Элементы семейства железа. Распространенность в земной коре, важнейшие природные соединения. Физические и химические свойства. Сравнение свойств соединений железа, кобальта и никеля (II) и (III), их получение и применение, ферраты. Комплексные соединения железа, кобальта и никеля. Биологическая роль элементов семейства железа.

Элементы семейства платины. Распространенность в природе, истории открытия, физические и химические свойства, практическое использование.

6. *Металлы IB группы*

Подгруппа меди. Медь, серебро, золото. Нахождение элементов в природе. Получение металлов и сплавов. Важнейшие химические соединения. Оксиды, гидроксиды, соли. Комплексные соединения. Окислительно-восстановительные свойства соединений меди, серебра, золота. Роль ионов меди (II) и серебра (I) в физиологических процессах. Медь как микроэлемент питания растений. Сравнительная характеристика свойств элементов главной и побочной подгрупп I группы.

7. *Металлы IIB группы*

Подгруппа цинка. Общая характеристика атомов элементов, физических и химических свойств простых веществ. Физические и химические свойства соединений элементов в степени окисления +2. Соединения ртути (+1). Комплексные соединения элементов подгруппы цинка. Физиологическое действие ионов металлов. ПДК ртути, техника безопасности при работе с ртутью и её соединениями. Практическое использование соединений цинка, кадмия, ртути.

8. *Металлы IIIB группы*

Подгруппа скандия.Общая характеристика атомов элементов, физических и химических свойств простых веществ. Нахождение элементов в природе. Оксиды, гидроксиды, соли. Сравнение свойств элементов главной и побочной подгрупп III группы.

Лантаноиды и актиноиды. Особенности электронных структур атомов элементов *f*-семейства. Валентные возможности и проявляемые степени окисления.

Лантаноиды. Их распространение. Физические и химические свойства простых веществ. Оксиды. Свойства гидроксидов. Соли.

Актиноиды. История открытия. Краткая характеристика свойств простых веществ. Работы И.В. Курчатова, Г.Н. Флерова, Г. Сиборга.

Уран. Природные и искусственные изотопы урана. Распространение в природе. Получение, физические и химические свойства урана и его соединений Трансактиноиды. Синтез новых химических элементов. Границы периодической системы.

4 МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ (УКАЗАНИЯ) ДЛЯ СТУДЕНТОВ ПО ИЗУЧЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

«Неорганическая химия» - одна из основных химических дисциплин. Изучение химических дисциплин начинается и заканчивается неорганической химией (на разном уровне восприятия), поэтому очень важно иметь о ней целостное представление.

Пособие содержит учебную программу дисциплины, составленную в соответствии с учебным планом и государственным образовательным стандартом.

Учебно-методические материалы по подготовке лекционных и практических занятий в пособии представлены по каждому разделу неорганической химии в соответствии с программой дисциплины и последовательностью изучения курса. Учебно-методические материалы включают:

1) лекционный материал курса «Неорганической химии» по каждому разделу и теме. Лекция, обобщающая основные теоретические вопросы раздела, содержит план и вопросы для самоконтроля.

2) план самостоятельной работы студентов, содержащий тему изучаемого материала, задания для самостоятельной работы, список основной литературы с указанием конкретных страниц.

3) учебно-методические материалы по подготовке к лабораторным занятиям, содержащие контрольные вопросы и упражнения для самопроверки, тестовые задания.

Необходимым условием успешного освоения курса является систематическая подготовка к лабораторному занятию, заключающаяся в:

- изучении теоретического материала по конспекту лекции, учебнику, практикуму, дополнительной литературе;
- решении расчетных задач;
- письменных ответах на контрольные вапросы рассматриваемой темы;
- оформлении лабораторных работ.

Выполнение упражнений даст возможность студентам глубже усвоить теоретический материал, применить полученные знания на практике, выработать прочные умения и навыки, необходимые учителю химии.

Специфика изучения раздела «Неметаллы» настоящего комплекса заключается в необходимости установления причинно-следственных связей между электронным строением атома и кристаллохимическим строением вещества; между типом химического взаимодействия, наблюдаемым в веществе, и его кислотно-основными и окислительно-восстановительными свойствами.

Специфика изучения разделов «Металлы главных подгрупп» и «Металлы побочных подгрупп» настоящего комплекса проявляется в возможности прогнозирования свойств элементов, а также их соединений, на основе учения о химической связи и современной трактовки Периодического закона.

Рекомендуемый план изучения тем:

1. Характеристика электронного строения атомов и кристаллохимического строения простых веществ неметаллов.

1.1. Особенности электронного строения атомов. Изотопы.

1.2. Кристаллохимического строения простых веществ. Аллотропия.

1.3. Физические свойства.

1.4. Химические свойства.

2. Характеристические соединения неметаллов. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.

2.1. Водородные соединения.

2.2. Оксиды.

2.3. Гидроксиды.

2.4. Соли.

3. Применение.

4. Нахождение в природе и общие принципы получения.

При изучении материала раздела «Неметаллы» для элементов одной подгруппы необходимо выявить следующие закономерности в характере изменения:

- радиусов, энергий ионизации атомов элементов в подгруппе;
- устойчивых степеней окисления и координационных чисел элементов;
- связи, кристаллохимического строения, температур плавления и кипения простых веществ;
- химической активности;
- устойчивости, кислотно-основных и окислительно-восстановительные свойств соединений.

Особое внимание уделите вопросам нахождения в природе, получения простых веществ, применения в промышленности соединений элементов рассматриваемой группы.

При изучении темы «Водород» особое внимание следует обратить на двойственное положение водорода в Периодической системе, сходство с щелочными металлами и галогенами; аллотропию водорода, изотопный состав; восстановительную активность гидридов.

При изучении темы «Элементы VIIA-группы. Галогены» особое внимание следует обратить на характер изменения окислительной активности галогенов и восстановительной активности галогенид-ионов; кислородные соединения галогенов, их устойчивость, стереохимию анионов, окислительную активность.

При изучении темы «Элементы VIA-группы. Халькогены» особое внимание следует обратить на многообразие аллотропных модификаций, окислительно-восстановительную двойственность простых и сложных веществ; степени окисления и валентные возможности элементов в соединениях.

При изучении темы «Элементы VA-группы. Пниктогены» особое внимание следует обратить на строение молекулы азота, его оксидов, кислородсодержащих кислот и водородных соединений; окислительно-восстановительную двойственность нитритов и окислительную активность оксидов; зависимость характера продуктов восстановления азотной кислоты от ее концентрации и активности металла.

При изучении темы «Элементы IVA-группы» особое внимание следует обратить на аллотропные модификации; причины изменения устойчивости, физических свойств, химической активности водородных соединений элементов; получение и свойства оксидов и гидроксидов элементов.

При изучении темы «Бор» и темы «Алюминий» особое внимание следует обратить на особенности электронного строения атомов элементов, определяющие способность образовывать донорно-акцепторные связи, а также их соединений – галогенидов, гидридов. Необходимо уметь интерпретировать немонотонный характер изменения радиусов атомов, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений.

При изучении раздела «Металлы побочных подгрупп» особое внимание следует обратить на многообразие и устойчивость степеней окисления металлов, полиморфизм металлов, характер изменения химической активности металлов в группе, а также кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений с увеличением степени окисления элемента и кислотности среды. Сравните закономерности изменения основных характеристик атомов элементов (радиусов, энергий ионизации, устойчивых степеней окисления, координационных чисел) и образуемых ими соединений (химической активности, устойчивости, кислотно-основных и окислительно-восстановительные свойств) в главной и побочной подгруппе.

По курсу неорганической химии студенты должны закрепить навык решения расчетных задач. В процессе подготовки Вы можете также использовать учебное пособие «Основные типы и способы решения усложненных задач по химии» / Егорова И.В., Иваненко Т.К., Трофимцова И.А. - Благовещенск: Изд-во БГПУ, - 2005. - 192 с.

При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций ионно-электронным методом, опирайтесь на имеющийся в методических рекомендациях алгоритм.

Прежде чем приступить к выполнению заданий для самоконтроля, студентам необходимо изучить рекомендуемую по каждой теме литературу. Общий список учебной, учебно-методической и научной литературы представлен в отдельном разделе пособия. При оформлении лабораторных отчетов и индивидуальных заданий следует пользоватьсясправочной химической литературой и химической энциклопедией.

После изучения курса «Неорганическая химия» Вам предложено выполнить тестовые задания. Тесты позволяют поэтапно осуществлять управление и дифференцированный контроль самостоятельной работы студентов. Специфика выполнения данных заданий заключается в выборе ответа из серии предложенных. Вопросы и несложные расчетные задачи подобраны так, чтобы при выборе ответа Вы сначала составили свой собственный ответ, а затем сравнили его с приведенными. В тест входят также задания, при выполнении которых, следует заполнить пропуск – термин или ключевое слово, содержащее главный смысл - в предложенной фразе.

При подготовке к занятиям используйте не только учебную литературу, но и статьи из научных журналов: «Журнала общей химии», «Журнала неорганической химии», «Химия координационных соединений», электронного журнала «Бутлеровские сообщения». Поскольку курсовая или дипломная работа по химии всегда является экспериментальной, следует особое внимание уделить технике и методике проведения эксперимента; описанию прибора, условий опыта, реактивов.

При подготовке к экзамену необходимо уделить внимание установлению причинно-следственных связей, выделению главного, обобщению. Опыт приема экзамена выявил, что наибольшие трудности при проведении экзамена возникают по разделу «Металлы побочных подгрупп». Для того чтобы избежать трудностей при ответах, рекомендуем опираться на сравнительную характеристику свойств элементов одной группы, подгруппы и закономерности изменения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений, определяемые степенью окисления элемента и устойчивостью соединения в данной среде. Систематизируя и обобщая пройденный материал, придерживайтесь логической структуры ответа на теоретический вопрос:

- электронное строение атома элемента, степени окисления, координационные числа;
- кристаллохимическое строение, физические и химические свойства простого вещества;
- характеристические соединения (водородные соединения, оксиды, гидроксиды, соли), их строение, кислотно-основные, окислительно-восстановительные свойства;
- нахождение в природе, общие принципы получения, применение простых веществ и их соединений.

Экзаменационный билет включает три вопроса и имеет следующую структуру:

- вопрос по теоретическому материалу раздела «Неметаллы»;
- вопрос по теоретическому материалу раздела «Металлы главных подгрупп» или раздела «Металлы побочных подгрупп»;
- расчетная задача.

Учебно-методический комплекс предназначен для самостоятельной работы студентов и проведения аудиторных занятий.

Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов по дисциплине

№	Наименование раздела (темы)	Формы/виды самостоятельной работы	Количество часов, в соответствии с учебно-тематическим планом
1	Неметаллы	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Решение расчетных задач	68
2	Металлы главных подрупп	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Решение расчетных задач	40
3	Металлы побочных подгрупп	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Решение расчетных задач	54

5 ПРАКТИКУМ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

План лабораторных занятий
Семестр II

№	Тема занятия	Теоретический материал	Лабораторные опыты	Домашнее задание
1	*Лабораторная работа № 1.* Водород. Получение и свойства. Кислород. Получение и свойства. Пероксид водорода и его свойства (8 ч.).	**1.** с. 257-269, 299-309; **2.**с.470-476; **4.** с. 292-303. **1.** с. 338-351; **2.** с. 452-457, 470-476; **3.** с. 292-303, 432-435. **5.** с. 306-320.	**Л.Р. № 18.** с. 135. оп. 1, 2, 4. **Л.Р. № 20.** с. 147. оп. 1б, 2. **Л.Р. № 21.** с. 150. оп. 1, 3, 4, 5, 9.	Контр. вопросы; **5.** с. 137 № 1, 4, 5. Контр. вопросы; **6.** с. 152№ 1, 5, 6.
2	*Лабораторная работа № 2.* Галогены. Водородные соединения галогенов (8 ч.).	**1.**с.309-337; **2.** с. 476-492; **3.** с. 457-473.	**Л.Р. № 19.** с. 139. оп. 1, 3, 4, 6, 8, 11, 12, 14 (б, в).	Контр. вопросы; **5.** с. 145 № 4, 5, 6.
3	*Лабораторная работа № 3.* Галогены. Кислородные соединения галогенов (12 ч.).	**1.**с.309-337; **2.** с. 476-492; **3.** с. 457-473.	**Л.Р. № 19.** с. 139. оп. 1, 3, 4, 6, 8, 11, 12, 14 (б, в).	Контр. вопросы; **5.** с. 145 № 4, 5, 6.
4	*Лабораторная работа № 4.* Сера и ее соединения (8 ч.).	**1.** с. 351-373; **2.** с. 457-470; **3.** с. 435-443; **5.** с. 321-334.	**Л.Р. № 22.** с. 155. оп. 1 (б, в), 4 (б), 5, 6, 7, 8, 9 б, 10, 11, 12, 13, 14, 17.	Контр. вопросы; **5.** с. 165 № 2, 3.
5	*Лабораторная работа № 5.* Азот и его соединения (8 ч.)	**1.** с. 373-396; **2.** с. 427-445; **4.** с. 397-409;	**Л.Р. № 23.** с. 167.	Контр. вопросы; **5.** с. 179 № 3, 5; с. 187 № 5.

		5. с. 335-350.	оп. 1, 2 (б, в), 3 (а, в, е), 4, 5 (а, б, в), 6, 7 б.	
6	*Лабораторная работа № 6.* Фосфор и его соединения (8 ч.)	**1.** с. 396-408; **2.** с. 442-446; **3.** с. 409-417; **5.** с. 335-350.	**Л.Р. № 24.** с. 174. оп. 7 (а, б), 8, 10.	Контр. вопросы; **5.** с. 179 № 1, 2, 4, 6.
7	*Лабораторная работа № 7.* Углерод и его соединения. Кремний и его соединения. Бор и его соединения (8 ч.).	**1.** с. 421-454; **2.** с. 404-426; **3.** с. 355-390, 395-399; **5.** с. 363-390.	**Л.Р. № 26.** с. 190. оп. 4, 6 (а, б, г), 7. **Л.Р. № 27.** с. 196. оп. 3, 4, 5, 6. **Л.Р. № 27.** с. 200. оп. 1, 2 (а, б), 4.	Контр. вопросы; **5.** с. 195 № 1, 3, 4, 6. **5.** с. 199 № 1, 3, 6. **5.** с. 202 № 1, 3.
8	*Коллоквиум «Неметаллы и их соединения»*	**1.** с. 257-454; **2.** с. 404-492; **3.** с. 292-473; **5.** с. 306-390.		Контр. вопросы;
9	*Лабораторная работа № 8.* Общая характеристика металлов. Металлы IA-группы. Металлы IIA-группы (8 ч.).	**1.** с. 510-537; **2.** с. 379-393; **3.** с. 303-324.	**Л.Р. № 29.** с. 204. оп. 1. **Л.Р. № 30.** с. 207. оп. 2, 3.	Контр. вопросы; **5.** с. 206 № 4; с. 209 № 2.
10	*Лабораторная работа № 9.* Металлы IIIA-группы. Алюминий. Металлы IVA-группы. Олово. Свинец (8 ч.).	**1.** с. 470-502; **2.** с. 394-403; **3.** с. 331-346.	**Л.Р. № 31.** с. 211. оп. 2, 3, 4, 5, 6 (а, б), 7. **Л.Р. № 32.** с. 218. оп. 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 12, 13, 14.	Контр. вопросы; **5.** с. 216 № 2, 3, 4, 6. **5.** с. 225 № 3, 4, 5.

Семестр III

11	*Лабораторная работа № 10.* Металлы IVB-группы. Титан. Цирконий. Гафний (4 ч.)	**1.**с.504-506; **2.**с.405-410; **4.**с.410-417.	**Л.Р. № 33.** с. 227. оп.1,2,3.	Контр. вопросы; **5.** с. 228 № 1-5.
12	*Лабораторная работа № 11.* Металлы VB-группы. Ванадий, ниобий, тантал (4 ч.).	**1.**с.567-573; **2.**с.417-425; **3.**с.354-362.	**Л.Р. №34.** с. 230 оп.1,3,4,5,6,7.	Контр. вопросы; **5.** с. 232 № 1-3.
13	*Лабораторная работа № 12.* Металлы побочных подгрупп. Хром и его соединения (4 ч.).	**1.** с. 597-617; **2.** с. 511-515; **4.** с. 448-456.	**Л.Р. № 35.** с. 234. оп. 1, 2, 3, 4, 5 (б, в, г), 6, 10, 11, 12.	Контр. вопросы; **5.** с. 240 № 1, 3, 6.
14	*Лабораторная работа № 13.* Металлы VIIB-группы. Марганец и его соединения (4 ч.).	**1.** с. 618-621; **2.** с. 518-521; **3.** с. 473-481.	**Л.Р. № 36.** с. 243. оп. 2, 3, 4, 5 а, 6, 8.	Контр. вопросы; **5.** с. 246 № 1, 2, 4, 5, 6.

15	*Лабораторная работа № 14.* Элементы семейства железа (4 ч.).	**1.** с. 630-663; **2.** с. 522-530; **3.** с. 488-495.	**Л.Р. № 37.** с. 248. оп.1, 2, 3, 4, 5, 7, 8.	Контр. вопросы; **5.** с. 251 № 1-3.
16	*Лабораторная работа № 15.* Медь, серебро и их соединения (4 ч.).	**1.** с. 676-697; **2.** с. 533-545; **4.** с. 322-325.	**Л.Р. № 38.** с. 252. оп. 1, 4, 5, 6, 7, 8.	Контр. вопросы; **5.** с. 256 № 1, 2, 4, 6, 7.
17	*Лабораторная работа № 16.* Цинк, кадмий, ртуть и их соединения (4 ч.)	**1.** с. 676-697; **2.** с. 533-545; **4.** с. 322-325.	**Л.Р. № 39.** с. 258. оп. 3, 4, 5, 7, 9, 10.	Контр. вопросы; **5.** с. 264 № 1-6.
18	*Лабораторная работа № 17.* Лантаноиды и актиноиды (4 ч.).	**1.** с. 698-717; **2.** с. 500-504; **3.** с. 504-516		Контр. вопросы

ЛИТЕРАТУРА

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник / Н.С. Ахметов. – 8-е изд., испр. – М. : Лань, 2014. – 752 с.

2. Глинка, Н.Л. Общая химия: учеб. пособие для вузов / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – 30-е изд., испр. – М. : Интеграл-Пресс, 2005 – 727 с.

3. Угай, Я.А. Общая и неорганическая химия: учебник для студ. вузов, обучающихся по направлению и спец. «Химия» / Я.А. Угай. – 4-е изд., стер. – М. : Высш. шк., 2009. – 526 с.

4. Павлов, Н.Н. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / Н.Н. Павлов. – 2-е изд. – М. : Дрофа, 2002. – 448 с.

5. Фролов, В.И. Практикум по общей и неорганической химии: учеб. пособие для студ. вузов, обучающихся по направлению «Металлургия», «Химическая технология и биотехнология» / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымова ; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова. – 2-е изд., перераб., доп. – М. : Дрофа, 2002. – 301 с.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №1
ВОДОРОД. ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА

Вопросы к занятию:

1. Каковы электронные формулы атомов протия, дейтерия и трития? Какие изотопы водорода стабильны?
2. Почему водород в периодической системе относится к IA- и VIIA- группам? В чем сходство и различие атома водорода с атомами щелочных металлов и галогенов? Укажите валентные состояния и степени окисления атома водорода.
3. Опишите строение молекулы водорода и молекулярных ионов водорода: H_2^+, H_2^-, H_2^{2-} с позиции метода молекулярных орбиталей?
4. Физические свойства водорода.
5. Смесь водорода с кислородом (2 объема водорода и 1 объем кислорода) – гремучий газ – взрывоопасна. **Рассчитайте*** плотность гремучего газа по отношению: а) к водороду; б) к воздуху; в) к водяному пару.
6. Химические свойства водорода. Взаимодействие с простыми и сложными веществами. Восстановительные и окислительные свойства водорода.
7. Гидриды металлов и неметаллов. Влияние характера связи в указанных соединениях на кислотно-основные свойства гидридов. Приведите уравнения реакций, характеризующих кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства гидридов. Гидрогенаты.
8. Металлоподобные соединения водорода.
9. Лабораторные и промышленные способы получения водорода.

10. Можно ли получить водород электролизом водных растворов H_2SO_4, Na_2SO_4, KCl, $CuCl_2$, KOH? **Напишите** уравнения реакций электролиза данных растворов.

11. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$Na + H_2 =$ $BaH_2 + H_2O =$

$CaH_2 + O_2 =$ $BaH_2 + HCl =$

$Na[AlH_4] + H_2O =$ $LiH + Cl_2 =$

12. Как отличить водород от кислорода, диоксида углерода, азота?

13. Нахождение в природе и биологическая роль водорода.

14. Применение водорода. Водород – топливо будущего.

*Задания, выделенные жирным шрифтом, выполняются письменно.

Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова..- М.: Дрофа, 2002.- 304 с.

Л.Р. № 18. с. 135, оп. 1,2,4

Задачи по теме: Водород. Получение и свойства

1. Плотность некоторой смеси водорода с кислородом по отношению к водороду равна 10. Вычислите процентный состав этой смеси. Ответ: 40% H_2, 60% O_2.
2. Имеется смесь хлороводорода и хлорида дейтерия. Массовая доля хлора в смеси составляет 96,73%. Определите массовую долю хлорида дейтерия (в %) в смеси.

   Ответ: ω% (DCl) = 20,44%.

КИСЛОРОД. ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА. ПЕРОКСИД ВОДОРОДА И ЕГО СВОЙСТВА

Вопросы к занятию:

1. Электронные формулы изотопов кислорода. Укажите валентные состояния и степени окисления атома кислорода.
2. Опишите строение молекулы кислорода и молекулярных ионов кислорода: O_2^+, O_2^-, O_2^{2-} с позиции метода молекулярных орбиталей?
3. Физические и химические свойства кислорода.
4. Получение кислорода в лаборатории и промышленности.
5. Оксиды металлов и неметаллов. Влияние характера связи в указанных соединениях на кислотно-основные свойства оксидов. **Приведите** уравнения реакций, характеризующих кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов.
6. Получение оксидов.
7. Пероксид водорода. Строение молекулы. Кислотные свойства пероксида водорода. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода в кислой и щелочной средах.
8. Получение пероксида водорода. Комплексные соединения пероксида водорода, пероксосольваты.
9. Получение, строение, свойства, применение неорганических и органических пероксидов.
10. Получение и свойства супероксидов.
11. Озон. Строение молекулы. Физические свойства. Сравнение окислительной активности кислорода и озона. Взаимодействие озона с органическими соединениями. Применение.
12. Неорганические озониды. Получение, физические и химические свойства.
13. Вода. Аномалии воды. Химические свойства воды: каталитические, кислотно-основные, окислительно-восстановительные; вода как лигандообразователь.
14. Тяжелая вода.

Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова.- М.: Дрофа, 2002.- 304с.

Л.Р. № 20. с. 147, оп. 1б, 2.
Л.Р. № 21. с. 150, оп. 1, 3, 4, 5, 9.

Задачи по теме: Кислород. Получение и свойства.
Пероксид водорода и его свойства

1. В закрытом сосуде вместимостью 5,6 л находится при 0 ˚Ссмесь, состоящая из 2,2 г CO_2, 4 г O_2, 1,2 г CH_4. Вычислите: 1) общее давление газов смеси; 2) выразите концентрацию кислорода в различных единицах; 3) парциальное давление кислорода.

Ответ: 1) общее давление газовой смеси составляет 101,3 кПа.

2) а – концентрация O_2 в молях на литр составляет 0,0223 (моль/л) или 2,3 (ммоль/л); б – концентрация кислорода в процентах по объему составляет: φ% = 50(%); в – концентрация кислорода в процентах по массе: 54,05(%).

3) Парциальное давление кислорода составляет: р = 50,65 кПа.

2. Вычислите массу воздуха в комнате размерами 6×8×4 при 20 °Си давлении 101,3 кПа. Ответ: 232 кг.
3. Сколько молекул кислорода и сколько молекул аргона содержит 1 мл воздуха (н.у.)? Воздух содержит 0,93% аргона по объему. Ответ: $5,64 \cdot 10^{18}$ и $2,5 \cdot 10^{17}$.
4. Содержание радона в воздухе оценивается величиной $6 \cdot 10^{-18}$% по объему. В каком приблизительно объеме воздуха (0 °С, 101,3 кПа) содержится один атом радона? Ответ: 0,6 мл.
5. Какой объем кислорода необходим для полного сгорания 1м^3 следующих газов: а) CO; б) CH_4; в) C_2H_4; г) C_2H_2? Вычислите в каждом случае объем полученного CO_2. Ответ: а) 0,5 м^3 и 1 м^3; б) 2 м^3 и 1 м^3; в) 3 м^3 и 2 м^3; г) 2,5 м^3 и 2 м^3.
6. Вычислите процентное содержание водорода (по объему) в смеси его с кислородом, если известно, что 40 мл смеси после сжигания H_2 заняли объем, равный 31 мл. Ответ: 15%.

5.4 ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №2
ГАЛОГЕНЫ. ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ ГАЛОГЕНОВ

Вопросы к занятию:

1. Опираясь на электронное строение атомов галогенов, укажите валентные возможности и степени окисления галогенов в соединениях. Приведите примеры соединений, в которых галогены находятся в положительных степенях окисления.

2. Каков характер изменения энергии ионизации и сродства к электрону атомов галогенов? Почему с увеличением атомного номера указанные характеристики изменяются немонотонно?

3. Опишите строение молекул галогенов с позиции метода МО. Объясните, почему энергия диссоциации молекул галогенов относительно невелика.

4. Энергия связи в ряду F_2 – Cl_2 – Br_2 – I_2 максимальна для молекулы хлора. Объясните этот факт.

5. Каково агрегатное состояние галогенов при нормальных условиях? Каков характер изменения температур плавления и кипения галогенов? Почему с увеличением атомного номера указанные характеристики изменяются немонотонно?

Почему растворимость галогенов в органических растворителях лучше, чем в воде?

Почему иод хорошо растворим в иодиде калия?

6. Охарактеризуйте химические свойства фтора. Каковы особенности протекания химических реакций с участием фтора?

7. Опишите химические свойства хлора, брома и иода. **Напишите** уравнения реакций галогенов с простыми веществами, а также с водой и щелочами (холодными и горячими). Интергалогениды.

8. Хлор взаимодействует с водородом с образование хлороводорода по радикальному механизму. Составьте схему цепной реакции.

9. В виде каких соединений галогены находятся в природе?

10. На чем основан общий принцип получения галогенов в технике и лаборатории. Какова направленность реакций между галогенами и веществами, содержащими галогенид-ионы. Какова особенность получения фтора?

11. Комплексные соединения галогенов.

12. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$F_2 + NaOH =$ $Cl_2 + Br_2 =$

$Ca(OH)_2 + Cl_2 =$ $Cl_2 + Br_2 + H_2O =$

$I_2 + HNO_3$ (конц.) = $NaBr + Cl_2 =$

$F_2 + O_2 = F_2 + H_2O =$

13. Применение галогенов.

14. **Напишите** уравнения реакций получения фтороводорода и травления стекла.

15. Получение галогеноводородов и галогеноводородных кислот. Все ли галогеноводороды можно получить взаимодействием соответствующих галогенидов натрия (калия) с концентрированной серной кислотой? Сравнительная характеристика силы галогеноводородных кислот.

Окислительные свойства галогеноводородных кислот. Сравнение восстановительных свойств их анионов.

Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова.- М.: Дрофа, 2002. – 304 с. ***Л.Р. № 19. с. 139, оп. 1, 3, 4, 6, 8, 11, 12, 14 (б, в).***

5.5 ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №3
ГАЛОГЕНЫ. КИСЛОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ ГАЛОГЕНОВ

Вопросы к занятию:

1. Кислородные соединения галогенов. Оксиды хлора, брома, иода. Строение, получение, физические и химические свойства.

2. Кислородсодержащие кислоты хлора. Стереохимия анионов кислородсодержащих кислот. Сравнение силы и устойчивости оксокислот хлора.

3. Как изменяется окислительная активность в ряду ClO^- - ClO_2^- - ClO_3^- - ClO_4^- ? Ответ мотивируйте, опираясь на стандартные окислительные потенциалы систем:

4. $ClOn^-$ - + $nH_2O + 2n\bar{e} = Cl^- + 2nOH^-$ (n = 1, 2, 3, 4)

(см. приложение практикума по общей и неорганической химии / под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова.- М.: Дрофа, 2002; таблица № 6, стр. 285).

5. Получение, строение и окислительные свойства белильной извести и бертолетовой соли. Применение белильной извести и бертолетовой соли.

6. Получение оксокислот брома, иода и их солей. Сравнение силы и окислительных свойств кислот, содержащих галогены в одинаковой степени окисления. **Ответ мотивируйте,** опираясь на константы диссоциации кислот и стандартные окислительные потенциалы систем:

$$HalO_n^- - + nH_2O + 2n\bar{e} = Hal^- + 2nOH^-$$

(Hal = Cl, Br, I; n = 1, 2, 3, 4)

(см. приложение практикума по общей и неорганической химии / под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова.- М.: Дрофа, 2002; таблица № 6, стр. 285).

Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова.- М.: Дрофа, 2002. - 304с.

Л.Р. № 19. с. 139, оп. 1, 3, 4, 6, 8, 11, 12, 14 (б, в).

Задачи по теме: Галогены и их соединения

1. Сколько миллилитров 6%-ного раствора $KBrO_3$ (ρ = 1.04) потребуется для окисления в сернокислом растворе 50 мл 0.75 М раствора $FeSO_4$?
2. Зола водорослей содержит в среднем 0.3% иода. Сколько тонн золы следует переработать для получения 12 кгиода?
3. Сколько граммов иода и сколько миллилитров 36%-ного раствора HNO_3 (ρ = 1.22) следует взять для получения 1 л 21%-ного раствора HIO_3 (ρ = 1.21)? Какой объем NO (н.у.) образуется при этом?
4. При разложении 49 г неизвестного вещества выделилось 13,44 л кислорода и осталось твердое вещество, содержащее 52,35% калия и 47,65% хлора. Определите формулу неизвестного вещества. Ответ: $KClO_3$.

5.6 ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №4
СЕРА И ЕЕ СОЕДИНЕНИЯ

Вопросы к занятию:

1. Опираясь на электронное строение атомов халькогенов, укажите валентные возможности и степени окисления халькогенов в соединениях.

2. Каковы аллотропные модификации серы? Из каких структурных единиц построены кристаллы серы? Какая модификация серы устойчива при обычных условиях? Каковы аллотропные модификации селена?

3. Химические свойства серы, селена, теллура, полония. Приведите уравнения реакций с простыми и сложными веществами (кислотами и щелочами). Какая среда способствует реакции диспропорционирования?

4. Водородные соединения халькогенов. Получение халькогеноводородов. Каков характер изменения кислотных и восстановительных свойств халькогеноводородов в группе? Ответ мотивируйте.

5. Окислительно-восстановительные свойства сероводорода. Взаимодействие сероводорода с неорганическими и органическими веществами. Получение сульфидов.

6. Влияние природы химической связи на кислотно-основные свойства сульфидов. Приведите уравнения реакций, доказывающие кислотно-основные свойства сульфидов. Какие соединения называются тиосолями? Восстановительные свойства сульфидов.

7. При сливании растворов сульфида натрия и хлорида алюминия выпадает осадок и выделяется газ, имеющий резкий запах. Объясните происходящие явления. **Приведите** уравнения реакций с учетом гидролиза солей.

8. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$Na_2S + H_2O =$ $(NH_4)_2S + H_2O =$

$S + HNO_3$ (конц.) = $S + Ba(OH)_2 =$

$H_2S + HNO_3 =$ $H_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 =$

$H_2S + Cl_2 + H_2O =$ $Na_2S + S =$

$SCl_4 + H_2O =$ $H_2Se + H_2SO_{4(конц.)} =$

9. Получение диоксида серы в лаборатории и в промышленности. Получение оксидов селена (IV), теллура (IV).

10. Опишите строение молекул оксидов халькогенов (IV). Приведите уравнения реакций, подтверждающие их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.

11. Получение сернистой кислоты. Кислотные, окислительно-восстановительные свойства сернистой кислоты.

12. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$Na_2SO_3 + Br_2 + H_2O =$ $K_2SO_3 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 =$

$Na_2SO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 =$ $Na_2SO_3 + H_2S + H_2SO_4 =$

$Na_2SO_3 \xrightarrow{t}$ $H_2SO_3 + Cl_2 + H_2O =$

$H_2SO_3 + HI =$

13. Утилизация оксида серы (IV).
14. Политионовые кислоты. Получение, строение. Жидкость Вакенродера.
15. Дитионистая кислота. Получение, строение, свойства.
16. Оксид серы S_2O. Получение, строение. Тиосернистая кислота.
17. Тиосерная кислота и ее соли. Строение, получение. Окисление тиосульфат-иона галогенами, соединениями серы (II, IV). Разложение тиосульфат-иона. Реакции комплексообразования с участием тиосульфат-иона.
18. Опишите строение молекул оксидов халькогенов (VI). Охарактеризуйте льдовидную и асбестовидную модификации оксидов. Приведите уравнения реакций, подтверждающие кислотные и окислительные свойства триоксидов. Сульфоновые кислоты.
19. Получение серной кислоты контактным и нитрозным методами. Применение серной кислоты.
20. Свойства серной кислоты. Чем определяется характер продукта в реакциях с участием серной кислоты? Взаимодействие серной кислоты с металлами различной активности, неметаллами, сложными веществами (органическими и неорганическими).
21. Что такое олеум? Строение и получение пиросерной кислоты. В каком порядке следует смешивать воду с концентрированной серной кислотой и почему? Водоотнимающее действие концентрированной серной кислоты.
22. Оксиды серы SO_4, S_2O_7. Получение, строение. Пероксокислоты. Получение, строение, применение. Как сказывается на устойчивости замена атома кислорода в сульфат-ионе на пероксогруппу? Окислительная активность пероксосульфат-иона.
23. Селеновая и теллуровая кислоты. Сравнение силы и окислительных свойств оксокислотхалькогенов в высшей степени окисления.
24. Галогениды халькогенов (IV, VI). Получение, устойчивость, кислотно-основные свойства.
25. Биологическая роль серы.

Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова..- М.: Дрофа, 2002.- 304с.

Л.Р. № 22. с. 155, оп. 1 (б, в), 4 (б), 5 д, 6, 7, 8, 9 б, 10, 11 (а, б, в, г, д), 12, 13, 17.

Задачи по теме: Сера и ее соединения

1. Газ, полученный при сжигании сероводорода в избытке кислорода, прореагировал с образованием средней соли с гидроксидом калия, содержащимся в 100 мл 40%-ного раствора КОН (ρ=1.4). Определите объем сероводорода (н.у.).
2. Сколько миллилитров концентрированной серной кислоты (ρ=1.84), содержащей 98% H_2SO_4, теоретически необходимо для перевода в раствор 10 г меди? Какой объем газа при этом выделится?
3. При прокаливании 10,4 г сульфита неизвестного металла получен его оксид такой же массы, как при разложении 5,8 г его гидроксида. Определите, сульфит какого металла был подвергнут разложению. Ответ: $MgSO_3$.
4. При разработке гидратной теории Д. И. Менделеев установил существование при низких температурах трех твердых гидратов серной кислоты $H_2SO_4 \cdot nH_2O$, массовая доля воды в которых равна 15,52; 26,87 и 42,36% соответственно. Найдите формулы этих гидратов. Ответ: $H_2SO_4 \cdot H_2O$, $H_2SO_4 \cdot 2H_2O$, $H_2SO_4 \cdot 4H_2O$.
5. При сжигании 251,2 г смеси пирита и сульфида цинка образовалось 71,68 л (н.у.) диоксида серы. Определите состав смеси.

Ответ: m (FeS_2) = 96 г; m (ZnS) = 152,2 г.

6. При обработке 33,3 г смеси карбоната и гидрокарбоната кальция серной кислотой образовалось 32,64 г осадка. Определите состав взятой смеси.

Ответ: m ($CaCO_3$) = 9 г; m$Ca(HCO_3)_2$ = 24,3 г.

5.7 ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №5
АЗОТ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Вопросы к занятию:

1. Опираясь на электронное строение атома азота, укажите валентные возможности и степени окисления азота в соединениях.
2. Опишите строение молекулы азота с позиции метода валентных связей и метода молекулярных орбиталей. Чем объясняется высокая энергия активации реакций с участием азота.
3. Физические свойства и получение азота в лаборатории и промышленности.
4. Химические свойства азота. Приведите формулы бинарных соединений азота с кислородом, фтором, хлором, серой, металлами. Какие из них можно получить прямым синтезом?
5. Соединения азота в отрицательных степенях окисления: гидразин, гидроксиламин. Охарактеризуйте их строение, основные и окислительно-восстановительные свойства (какая среда способствует их проявлению).
6. **Закончите** уравнения реакций, расставьте коэффициенты и назовите продукты:

$NH_3 + NaOCl =$

$N_2H_4 + HNO_2 =$

$HNO_3 + 6\,\overset{\bar{e}}{H} =$

7. Азотистоводородная кислота. Получение, строение, свойства. Азиды.
8. Лабораторные способы получения аммиака. Обоснуйте выбор условий, при которых осуществляется синтез аммиака в промышленности. Строение, физические и химические свойства аммиака (основные свойства; реакции замещения, окисления, комплексообразования).
9. Соли аммония. Получение, строение. Гидролиз, термическое разложение.
10. Получение, строение оксида азота N_2O. Восстановление N_2O до N_2, N_3^-, NH_3. Азотноватистая кислота. Получение, строение, свойства.
11. Получение, строение оксида азота NO и иона нитрозонияNO^+ с позиций метода МО. Восстановление NO до N_2, NH_2OH, NH_3. Окисление оксида азота (II). Оксид NO как лиганд (реакция «бурого кольца»).
12. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$N_2O \xrightarrow{t}$ $N_2O + S =$

$N_2O + (C_6H_{10}O_5)n =$ $NO + Cl_2 =$

$NO + H_2 =$ $NO + Al =$

$NO + CrCl_2 + H_2O =$ $NO + CrSO_4 + H_2SO_4 =$

13. Получение оксида азота N_2O_3 и азотистой кислоты HNO_2. Таутомерия. Кислотные свойства этих соединений. Приведите примеры реакций, иллюстрирующие окислительные, восстановительные свойства, а также примеры диспропорционирования иона NO_2^-. Получение нитритов.
14. Оксид азота NO_2. Получение. Строение. Кислотные свойства. Окислительная активность NO_2 в реакциях с водородом, серой, фосфором, углеродом, органическими веществами, металлами, хлороводородом.
15. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$NO_2 + C =$ $NO_2 + Mg =$

$NO_2 + KOH =$ $NO_2 + H_2O =$

$NO_2 + H_2O \xrightarrow{t}$

16.**Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$NaNO_2 + HI + H_2SO_4 =$

$NaNO_2 + H_2S + H_2SO_4 =$

$NaNO_2 + H_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 =$

$NaNO_2 + H_2O_2 + H_2SO_4 =$

$\overset{t}{\rightarrow}$

$HNO_2 =$

17.Оксид азота N_2O_5. Получение. Строение кристалла и молекулы N_2O_5. Кислотные и окислительные свойства N_2O_5.

18.Строение и получение азотной кислоты. Свойства азотной кислоты. Чем обусловлен характер продуктов восстановления азотной кислоты. Почему концентрированные растворы азотной кислоты окрашены в бурый цвет?

19.**Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$HNO_3 + HBr =$ $HNO_{3(конц.)} + C =$

$HNO_{3(конц.)} + P =$ $HNO_3 + Ag =$

$HNO_{3(конц.)} + As =$ $HNO_{3(оч.разб)} + Mg =$

$HNO_{3(конц.)} + Sb =$ $HNO_{3(конц.)} + Sn =$

$HNO_{3(конц.)} + Bi =$ $HNO_{3(конц.)} + I_2 =$

$\overset{t}{\rightarrow}$

$HNO_{3(конц.)} + Fe =$

20.Что такое «царская водка»? Почему она является сильным окислителем? Напишите уравнения реакций золота, платины с «царской водкой». Назовите продукты реакции.

21.Получение нитратов. Разложение и окислительная активность нитратов. Какие соединения называются селитрами?

22.**Закончите** уравнения реакций, протекающих при нагревании, и расставьте коэффициенты:

$KNO_3 + S =$ $KNO_3 =$

$LiNO_3 =$ $Mg(NO_3)_2 =$

$Zn(NO_3)_2 =$ $AgNO_3 =$

$KNO_3 + Bi_2O_3 + KOH =$ $NaNO_3 + MnO_2 + NaOH =$

23.Какова биологическая роль азота?

Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова..- М.: Дрофа, 2002.- 304 с.

Л.Р. № 26. с. 190, оп. 4, 6 (а, б, г), 7.

Л.Р. № 27. с. 196, оп. 3, 4, 5, 6; с. 200. оп. 1, 2 (а, б), 4.

Задачи по теме: Азот и его соединения

1. Сколько граммов меди можно перевести в раствор при действии 60 мл 33%-ного раствора азотной кислоты ($\rho = 1.2$)? Какой объем NO (н.у.) выделится при этом?
2. При полном термическом разложении соли А получили 21,6 г металла и 6,72 л смеси двух газов, один из которых имеет бурый цвет. При растворении 21,6 г получившегося металла в азотной кислоте образовался нитрат одновалентного металла и 4,48 л газа бурого цвета. Определите формулу и количество исходной соли. Ответ: $AgNO_3$; 0,2 моль.
3. Из раствора комплексной соли $PtCl_4 \cdot 6NH_3$ нитрат серебра осаждает весь хлор в виде AgCl, а из раствора соли $PtCl_4 \cdot 3NH_3$ – только четверть входящего в ее состав хлора. Напишите координационные формулы солей.

Ответ: $[Pt(NH_3)_6]Cl_4$, $[Pt(NH_3)_3Cl_3]Cl$.

4. Сколько граммов меди можно перевести в раствор при действии 60 мл 33 %-ного раствора азотной кислоты (ρ =1.2)? Какой объем NO (н.у.) выделится при этом?

5.8 ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №6

ФОСФОР И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Вопросы к занятию:

1. Опираясь на электронное строение атома фосфора, укажите валентные возможности, степени окисления и координационные числа фосфора в соединениях. Приведите примеры.
2. Физические свойства и получение фосфора в промышленности.
3. Опишите строение полиморфных модификаций фосфора. Каковы условия превращения белого фосфора в красный и черный, красного фосфора в белый?
4. Химические свойства фосфора. Приведите уравнения реакций с простыми (кислородом, галогенами, серой, металлами) и сложными веществами (водой, кислотами и щелочами).
5. Фосфин. Получение, строение, основные и окислительно-восстановительные свойства.
6. И в молекуле аммиака, и в молекуле фосфина на центральном атоме имеется неподеленная электронная пара. Однако донорные свойства этих молекул существенно различны. Почему?
7. Оксиды фосфора. Получение, строение, свойства оксида фосфора (III). Почему правильнее писать P_4O_6, а не P_2O_3?
8. Фосфористая кислота. Получение, строение, основность. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Фосфиты.
9. Получение, строение, свойства оксида фосфора (IV) и фосфорноватой кислоты. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства фосфорноватой кислоты. Гипофосфаты.
10. Получение, строение, свойства оксида фосфора (V). Почему правильнее писать P_4O_{10}, а не P_2O_5?
11. Ортофосфорная кислота. Получение, строение, свойства. Гидролиз фосфатов.
12. Анионная конденсация ортофосфорной кислоты. Поли-, мета, ультрафосфорные кислоты.
13. Приведите константы диссоциации фосфорноватистой, фосфористой, ортофосфорной кислот. Как согласуются эти данные со строением указанных кислот? Какая из кислот – H_3PO_3 или H_3PO_2 проявляет большую восстановительную активность? **Ответ мотивируйте,** опираясь на значения φ°_{298} соответствующих полуреакций (см. приложение практикума по общей и неорганической химии / под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова.- М.: Дрофа, 2002; таблица № 6, стр. 285).
14. При растворении в воде тригалогенидов фосфора всегда чувствуется запах фосфина. Почему? **Приведите** уравнения реакций.
15. Пентахлорид фосфора прекрасный хлорирующий агент, который не только отдает хлор, но и присоединяет кислород, переходя в $POCl_3$. **Напишите** уравнения реакций хлорирования пентахлоридом фосфора:

   а) металлического железа, б) диоксида серы, в) оксида алюминия.
16. Применение фосфора и его соединений.
17. Биологическая роль фосфора.

Задачи по теме: Фосфор и его соединения

1. Оксид фосфора (V), образовавшийся при сжигании 6.2 г фосфора в избытке кислорода, растворили в 140 мл 14 %- ного водного раствора гидроксида калия(ρ =1.14). Определить массовую долю образовавшейся соли.

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова..- М.: Дрофа, 2002.- 304 с.

Л.Р. № 24. с. 174. оп. 7 (а, б), 8, 10.

Лабораторные опыты:

ОПЫТ 1. Реакции на ионы фосфорных кислот

А. К раствору гидрофосфата натрия прилить раствор $AgNO_3$.Что представляет собой выпавший осадок? Каков его цвет? Испытать отношение осадка к раствору азотной кислоты. Написать соответствующие уравнения реакций.

Б. К небольшому объему раствора молибдата аммония, подкисленного раствором HNO_3, прибавить несколько капель раствора Na_3PO_4. Смесь нагреть. Что наблюдается? Каков вид и цвет осадка?

$$H_3PO_4 + 12(NH_4)_2MoO_4 + 21HNO_3 = (NH_4)_3H_4[P(Mo_2O_7)_6] + 21NH_4NO_3 + 10H_2O$$

ОПЫТ 2. Соли фосфорной кислоты

А. По величине константы диссоциации ортофосфорной кислоты предположить, подвергаются ли гидролизу фосфаты щелочных металлов. На какой ступени должен практически остановиться гидролиз фосфата натрия?

Проверить свои предположения, испытав растворы гидро-, дигидрофосфата и фосфата натрия индикаторной бумажкой. Написать уравнение реакции гидролиза фосфата натрия по первой ступени. Накопление каких ионов препятствует дальнейшему гидролизу этой соли? Определить pH растворов с помощью универсальной индикаторной бумаги.

Б . Используя имеющиеся в лаборатории реактивы, получить гидро-, дигидрофосфат и фосфат кальция. Написать уравнения реакций. Сделать вывод о растворимости в воде полученных солей. Что происходит? Дать объяснение. Написать уравнение реакции.

В. В одну пробирку налить немного раствора хлорида железа (III), в другую - сульфата алюминия. В каждую из пробирок добавить немного раствора ацетата натрия и гидрофосфата натрия. Отметить цвет выпавших осадков. Что они собой представляют? Какую роль играют ацетат-ионы? Написать уравнения реакций получения фосфатов железа и алюминия. Испытать отношение осадков к раствору HCl.

5.9 ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №7
УГЛЕРОД И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Вопросы к занятию:

1. Опираясь на электронное строение атома, укажите валентные возможности, степени окисления и координационные числа углерода в соединениях.
2. Нахождение углерода в природе. Изотопы углерода.
3. Охарактеризуйте аллотропные модификации углерода: алмаз, карбин, графит, фуллерит. Стеклоуглерод. Укажите причину различия их свойств. Какие типы гибридизации атомных орбиталей характерны для углерода?
4. Химические свойства углерода. **Приведите уравнения и условия** проведения реакций углерода с кислородом, галогенами, серой, азотом, кислотами.
5. Соединения углерода в отрицательной степени окисления. Ковалентные, ионно-ковалентные и металлические карбиды. Метаниды, ацетилиды: получение, свойства, применение.
6. Соединения углерода (IV). Приведите примеры соединений, в которых атом углерода находится в *sp*-, sp^2-, sp^3 – гибридизации. Физические, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства CO_2, CS_2, $COHal_2$,$CHal_4$. Получение CO_2, CS_2, $COHal_2$, $CHal_4$.
7. Строение, получение, свойства цианамида, циановой, изоциановой, гремучей, родановодородной кислот.
8. Соединения углерода (II). Строение молекулы оксида углерода (II) с позиций методов ВС и МО. Сравните порядок, длину и энергию связей, энергию ионизации, температуры плавления и кипения CO и N_2 и объясните особую близость их физических свойств.
9. Приведите реакции, характеризующие окислительно-восстановительные свойства CO. Получение CO.
10. Цианид водорода. Строение, получение, свойства.
11. Дициан. Строение, получение. Почему дициан называют псевдогалогеном? Приведите уравнения реакций.

12. Угольная кислота. Строение, свойства. Карбонаты и гидрокарбонаты: гидролиз, термическое разложение, получение. Какие соли угольной кислоты не получить по реакции обмена в водном растворе?

13. **Закончите** уравнения реакций разложения карбонатов металлов и расставьте коэффициенты:

$Na_2CO_3 \rightarrow MnCO_3 \rightarrow$

$BaCO_3 \rightarrow PbCO_3 \rightarrow$

$CaCO_3$ или $BaCO_3$ термически более устойчив? Почему?

14. Получение соды по аммиачному способу.

15. Тиоугольная кислота. Строение, получение.

16. **Закончите** уравнения реакций, расставьте коэффициенты, **назовите** реагенты и продукты:

$HCOOH \xrightarrow{t}$ $AlCl_3 + Na_2CO_3 + H_2O \xrightarrow{t}$

$H_2C_2O_4 \xrightarrow{t}$ $CO_2 + Zn \xrightarrow{t}$

$CaCN_2 + H_2O =$

$HOOC–CH_2–COOH =$ $Hg(ONC)_2 =$

$COCl_2 + H_2O =$ $CO + Cl_2 =$

$Na_2CS_3 + H_2SO_4 =$ $CO(NH_2)_2 + H_2O =$

$[Ag(NH_3)_2]NO_3 + CO =$

17. Комплексные соединения с углеродсодержащими лигандами.

Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова.- М.: Дрофа, 2002.- 304с.

Л.Р. № 26. с. 190, оп. 4, 6 (а, б, г), 7.

Задачи по теме: Углерод и его соединения

1. При растворении 0.5 г известняка в соляной кислоте получено 75 мл CO_2 при температуре 23^0 С и давлении 104 кПа. Вычислите процентное содержание $CaCO_3$ в известняке.
2. При нагревании смеси кристаллической соды и гидрокарбоната натрия ее масса уменьшилась до 15.9 г, и при этом выделилось 1.12 л углекислого газа. Рассчитайте массу исходной смеси солей.
3. В 1300 г воды растворено 180 г кристаллической соды $Na_2CO_3 \cdot 10\ H_2O$. Плотность полученного раствора 1.16 г/см^3. Определите массовую долю (%) вещества в растворе в расчете на безводную соль; молярную и нормальную концентрации определить исходя из кристаллогидрата.
5. Вычислите pH 0.01 *М* раствора карбоната калия.
6. Вычислите массу измеренных при нормальных условиях 1 л водорода, 1 л оксида углерода (II), 1 л фосгена $COCl_2$. Ответ: 0,09 г; 1,25 г; 4,42 г.
7. При прокаливании 44 г смеси оксида и карбоната кальция масса уменьшилась на 20%. Вычислите массовые доли веществ в исходной смеси. Ответ: ω% ($CaCO_3$) = 89,29%; ω% (CaO) = 10,71%.

КРЕМНИЙ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Вопросы к занятию:

1. Каков характер изменения размера атома, энергии ионизации, сродства к электрону в IVA группе?

2. Опираясь на электронное строение атома, укажите валентные возможности, степени окисления и координационные числа кремния в соединениях.

3. Нахождение кремния в природе. Изотопы кремния. Получение кремния. Каким способом получают кремний для полупроводниковой техники?

4. Химические свойства кремния. **Приведитеуравнения и условия** проведения реакций кремния с металлами, кислородом, галогенами, серой, азотом, углеродом, водой, кислотами и щелочами. Чем объясняется, что кремний в «царской водке» не растворяется, но растворяется в смеси $HF + HNO_3$?

5. Соединения кремния в отрицательной степени окисления. Получение, свойства, применение.

6. Соединения кремния (IV): SiO_2, $SiHal_4$, SiS_2, SiC. Какие из них являются мономерами, какие – полимерами? Какую структуру: островную, цепную или координационную имеют эти соединения? Их физические свойства. Приведите температуры плавления SiO_2 и CO_2 и объясните их резкое различие.

7. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства SiO_2, $SiHal_4$, SiS_2, SiC. Получение SiO_2, $SiHal_4$, SiS_2, SiC.

8. Приведите формулы и названия кремневодородов. В чем сходство и различие химических свойств водородных соединений углерода и кремния? Дайте объяснение. Приведите примеры соответствующих реакций. Получение силанов. Почему для кремния аналоги этилена, ацетилена, бензола неустойчивы?

9. **Закончите** уравнения и расставьте коэффициенты:

$CaO + SiO_2 =$ $\qquad$ $SiH_4 + KOH =$

$CaS + SiS_2 =$ $\qquad$ $SiCl_4 + H_2O =$

$NaF + SiF_4 =$ $\qquad$ $SiS_2 + H_2O =$

10. В каком направлении и почему смещается равновесие:

а) при насыщении диоксидом углерода водного раствора силиката натрия:

б) при прокаливании смеси Na_2CO_3 и SiO_2?

Приведите уравнения реакций. Какая кислота: угольная или кремниевая является более сильным электролитом?

11. **Составьте** структурные формулы SiO_4^{4-}, $Si_2O_7^{6-}$, $(SiO_3^{2-})_3$, $(Si_2O_5^{2-})_{2\infty}$. В чем принципиальное различие структур силикат- и карбонат-ионов: SiO_3^{2-} и CO_3^{2-}, SiS_3^{2-} и CS_3^{2-}?

12. В чем различие кристаллического и стеклообразного (аморфного) состояний?

13. Чем объясняется склонность кремниевых кислот к образованию коллоидных растворов? Что образуется при обезвоживании кремниевых кислот? Какое значение имеет продукт обезвоживания в технике?

14. Какова реакция среды раствора Na_2SiO_3. Как изменится степень гидролиза Na_2SiO_3 при добавлении к раствору двойного объема раствора хлорида аммония? Какой газ выделяется? **Написать** уравнения реакций.

15. Применение кремния и его соединений. Кварцевое стекло. Керамика. Цемент.

16. **Составьте** уравнения реакций получения «оконного» стекла.

Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова..- М.: Дрофа, 2002.- 304 с.

Л.Р. № 27. с. 196, оп. 3, 4, 5, 6.

Л.Р. № 27. с. 200. оп. 1, 2 (а, б), 4.

Задачи по теме: Кремний и его соединения

1. Сколько килограммов кремния и какой объем 32%-ного раствора NaOH (ρ= 1.35 г/см^3) потребуется для получения 15 м^3 водорода, измеренного при t = 17 °С и p = 98.64 кПа?
2. Определите количественный состав смеси кремния, алюминия и карбоната кальция, если известно, что при обработке этой смеси раствором щелочи выделяется 8.96 л газа, а при обработке такой же навески исходной смеси раствором HCl также выделяется 8.96 л газа, пропускание которого через раствор $Ca(OH)_2$, приводит к образованию 8.1 г $Ca(HCO_3)_2$.
3. При растворении в водном растворе щелочи 8 г сплава кремния с цинком выделилось 6,272 л водорода (н.у.). Определить процентный состав сплава.

Ответ: ω% (Zn) = 65%; ω% (Si) = 35%.

4. Сколько килограммов ортоборной кислоты H_3BO_3 и какой объем 23 %- ного раствора Na_2CO_3 (ρ=1.25) необходимо затратить для получения 1 т буры $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$?

5.10 ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №8
ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА МЕТАЛЛОВ

Вопросы к занятию:

1. Положение металлов в периодической системе. Электронные конфигурации атомов металлов. Общая характеристика атомов элементов.
2. Физические свойства простых веществ.
3. Металлическая связь:
- теория электронного газа;
- зонная теория кристаллов.
4. Кристаллические решетки металлов. Причины аллотропии.
5. Химические свойства металлов. Взаимодействие металлов с простыми и сложными веществами. Электрохимический ряд напряжений металлов.
6. Нахождение металлов в природе.
7. Общие способы получения металлов.

МЕТАЛЛЫ IA – ГРУППЫ

Вопросы к занятию:

1. Каковы электронные формулы атомов элементов IA - группы? Как изменяются радиусы и потенциалы ионизации атомов элементов? Объясните особую устойчивость степени окисления +1 у *s*-элементов I группы.
1. Как изменяются температуры плавления и кипения в ряду щелочных металлов и чем это объясняется?
2. Каковы координационные числа щелочных металлов? Приведите примеры.
3. Химическая активность лития по сравнению с калием и натрием наименьшая, хотя значение его нормального электродного потенциала является наиболее отрицательным (-3.01 В). Чем это объясняется?
4. Какие кислородные соединения образуются при сгорании и окислении щелочных металлов? В чем причина образования различных продуктов горения?
5. Как взаимодействуют щелочные металлы с водой и кислотами?
6. Какие соединения щелочных металлов малорастворимы? **Напишите** уравнения образования малорастворимых соединений щелочных металлов в следующих реакциях:
   - гексагидроксостибат (V) калия с растворами натриевых солей образуется белый мелкокристаллический осадок;
   - гексанитритокобальтат (III) натрия с растворами калиевых солей образует желтый осадок;
   - гексахлороплатинат (IV) водорода и его натриевая соль образует с растворами солей, содержащими ионы K^+, Cs^+, Rb^+ желтые осадки соответствующих хлороплатинатов (IV);
   - перхлорат натрия с растворами солей калия образует осадок.
7. Взаимодействие щелочных металлов с водородом. Каков характер химической связи в гидридах металлов IA - группы? Различие в химических свойствах водородных соединений металлов и неметаллов.
8. **Вычислите** и проанализируйте значения ΔG^o_{298} реакции оксидов щелочных металлов с водой. Как изменяются кислотно – основные свойства в ряду указанных оксидов?
9. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$NaH + H_2O =$ $\qquad$ $Na[AlH_4] + H_2O =$

$Na[BH_4] + NaOH =$ $\qquad$ $K[BH_4] + HCl =$

$LiH + Cl_2 =$

$Na_2O + Cr_2O_3 \xrightarrow{t} =$ $\qquad$ $KOH + Al_2O_3 =$

$Na_2O_2 + CO_2 =$ $\qquad$ $Na_2O_2 + KI + H_2SO_4 =$

$Na_2O_2 + Fe(OH)_2 + H_2O =$ $Na_2O_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 =$
$KO_2 + H_2O =$ $KO_2 + HNO_3 =$

10. **Напишите** уравнения возможных реакций, протекающих при насыщении водного раствора гидроксида калия аммиаком, бурым газом, хлором, водородом, углекислым газом, хлороводородом и азотом.
11. С каким элементом II группы литий проявляет черты диагонального сходства? Какова причина данной аналогии?
12. На примере Na_2S, Na_2SO_4, K_2CO_3, K_2SO_3, KNO_3, KI и NaCl**рассмотрите** растворимость, отношение к нагреванию, гидролиз и окислительно-восстановительные свойства солей щелочных металлов.
13. Нахождение щелочных металлов в природе. **Напишите** схему электрохимических процессов, протекающих при электролизе расплава и раствора хлорида натрия. Можно ли в водном растворе при помощи химических реакции полученить металлический натрий? Дайте объяснение, основываясь на его положении в электро-химическом ряду напряжения металлов.
14. Каковы промышленные способы получения щелочей?
15. Какие вещества называют в технике: кальцинированной содой, кристаллической содой, питьевой содой, каустической содой?
16. Какова окраска пламени солей щелочных металлов?
18. Биологическая роль ионов Li^+, Na^+ и K^+.

Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова.- М.: Дрофа, 2002.- 304с.

Л.Р. № 29. с. 204, оп. 1.

Л.Р. № 30. с. 207, оп. 2, 3.

Задачи по теме: Металлы IA – группы

1. Каким объемом 40 % - ного раствора NaOH (ρ =1.437) можно заменить 10 л 2 Н. раствора NaOH?

2. Газ объемом 1,12 л (20 ^oC и 98 кПа), выделившийся при разложении гидрокарбоната натрия, пропустили через известковую воду. Определите массу образовавшегося осадка.

3. 146 г смеси карбоната и гидрокарбоната натрия нагрели до тех пор, пока не прекратилось уменьшение массы. Масса остатка после нагревания составила 137 г. Какова массовая доля карбоната натрия в исходной смеси?

Ответ: ω (Na_2CO_3) = 0,833.

4. При нагревании 54,2 г смеси нитратов натрия и калия выделилось 6,72 л газа. Рассчитайте массу каждого нитрата в исходной смеси. Ответ: m ($NaNO_3$) = 34 (г); m (KNO_3) = 20,2 (г).

2. При обработке 8,3 г хлоридов калия и натрия серной кислотой образовалось 9,8 г их сульфатов. Определите состав исходной и полученной смесей.

Ответ: m (KCl) = 5,96 г; m (NaCl) = 2,34; m (K_2SO_4) = 6,96 г; m (Na_2SO_4) = 2,84 г.

МЕТАЛЛЫ IIA – ГРУППЫ

Вопросы к занятию:

1. Каковы электронные формулы атомов элементов IIA - группы? Выделите среди атомов *s*– элементов II группы полные и неполные электронные аналоги.
2. Как изменяются радиусы и потенциалы ионизации атомов элементов? Сравните энергию ионизации (E_1) атомов *s*– элементов II группы и соседних по периоду элементов. Объясните причину большего значения E_1 для элементов IIA – группы.
3. Какова природа химической связи в соединениях щелочноземельных металлов? Физические свойства щелочноземельных металлов.
4. Нахождение в природе и получение щелочноземельных металлов.
5. Каковы координационные числа элементов IIA - группы? Приведите примеры комплексных соединений. **Объясните** строение комплексного иона $[Mg(H_2O)_6]^{2+}$ с позиций

метода валентных связей. Почему ионы щелочноземельных металлов проявляют меньшую склонность к комплексообразованию по сравнению с ионами элементов подгруппы цинка?

6. Соединения щелочноземельных металлов с водородом. Их строение, реакционная способность, применение.

7. Взаимодействие щелочноземельных металлов с кислородом, галогенами, серой, азотом, водой и кислотами.

8. Сравните стандартные электродные потенциалы металлов IIA – группы. Почему Be и Mg при стандартных условиях не растворяются в воде?

9. Пользуясь произведением растворимости гидроксидов элементов IIA – группы, **рассчитайте** точные значения pH насыщенных растворов данных гидроксидов.

10. Каков характер изменения кислотно - основных свойств в ряду гидроксидов элементов IIA – группы. Практическое использование гидроксида кальция.

11. Подтвердите уравнениями реакций амфотерный характер Be, BeO, $Be(OH)_2$.

12. Какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу: CaS, $BaSO_4$, $MgCl_2$, $SrCO_3$, $BeCl_2$? Можно ли получить BeS по обменной реакции в растворе?

13. Какая соль - $Be(NO_3)_2$или $Mg(NO_3)_2$ - при одинаковых условиях в большей степени подвергается гидролизу? **Написать** уравнение гидролиза данной соли. Как сместится равновесие гидролиза при добавлении кислоты; при добавлении соды?

14. Что происходит при насыщении оксидом углерода (IV) взвешенных в воде малорастворимых карбонатов магния, кальция, стронция и бария? При каких условиях эти процессы протекают в обратном направлении? Напишите уравнения реакций.

15. Правильным ли является утверждение, что в кристаллическом фториде бериллия бериллий двухвалентен? Приведите пример соединения, в котором бериллий двухвалентен.

16. Диагональное сходство элементов в периодической системе. В чем проявляется диагональное сходство между бериллием и алюминием, магнием и литием?

17. Какова окраска пламени солей кальция, бария, стронция?

18. Жесткость воды. Способы устранения временной и постоянной жесткости воды.

19. Биологическая роль ионов Ca^{2+}.

20. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$BaH_2 + H_2O =$ $BaH_2 + CO_2 = C + \ldots$

$BaO_2 + FeSO_4 + H_2SO_4 =$ $BaO_2 + Cr_2(SO_4)_3 + NaOH =$

$BaO_2 + HgCl_2 = Hg + \ldots$ $Be(OH)_2 + KOH =$

$CaH_2 + H_2SO_4 = H_2S + \ldots$ $CaCO_3 + CO_2 + H_2O =$

$Ca(OH)_2 + Cl_2 =$ $Ca(OCl)_2 + KI + H_2SO_4 =$

$Mg + Bi(NO_3)_3 =$

Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова..- М.: Дрофа, 2002.- 304с.

Л.Р. № 29. с. 204, оп. 1.

Л.Р. № 30. с. 207, оп. 2, 3.

Задачи по теме: Металлы IIA – группы

1. Смесь, состоящую из 1.97 г карбоната бария и 2.61 г нитрата бария, подвергли термическому разложению. Образующиеся газообразные продукты пропустили через гидроксид кальция. Какова масса выпавшего осадка?

2.Какой объем водорода (21 °С и 100 кПа) получится при разложении водой 63 г гидрида кальция? Какой объем 2 М раствора соляной кислоты необходим для нейтрализации полученного продукта?

3. После полного термического разложения 3 г смеси нитратов кальция и бария получили 0,7 л оксида азота (IV). Вычислите массовые доли нитратов металлов в смеси. Ответ: ω% $[Ca(NO_3)_2]$ = 60,66%; ω% $[Ba(NO_3)_2]$ = 39,34%.

4. При растворении 11,5 г смеси алюминия, меди и магния в соляной кислоте выделилось 7 л газа, измеренного при t = 0 °С и p = 0,8 атм. Нерастворившийся осадок переведен в раствор концентрированной азотной кислотой. При этом выделилось 4,48 л (н.у.) газа. Вычислите массу каждого металла в исходной смеси.
Ответ: m (Al) = 2,7 г; m (Cu) = 6,4 г; m (Mg) = 2,4 г.

5.11 ЛАБОТАТОРНАЯ РАБОТА №9
МЕТАЛЛЫ IIIA – ГРУППЫ. АЛЮМИНИЙ

Вопросы к занятию:

1. Какова электронная формула атома алюминия? Как изменяются радиусы атомов и потенциалы ионизации элементов IIIA - группы?
2. Какие степени окисления проявляют элементы IIIA – группы? Какие степени окисления устойчивы для галлия, индия, таллия? Как объяснить понижение характерной степени окисления в ряду Ga – Jn – Tl?
3. Какие координационные числа характерны для алюминия и элементов подгруппы галлия? Приведите примеры.
4. Почему металлический галлий проявляет более слабые восстановительные свойства, чем алюминий?
5. Каково отношение алюминия к воде, щелочам, разбавленным и концентрированным растворам HCl, H_2SO_4 и HNO_3? Пассивирование алюминия.
6. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$AlP + H_2O =$ $\qquad$ $AlP + NaOH =$

$AlP + H_2SO_4 =$ $\qquad$ $Al + HCl =$

$\overset{t}{\qquad}$ $\qquad$ $Na[Al(OH)_4] + NH_4NO_3 =$

$Al + FeO =$ $\qquad$ $Al + KNO_3 + KOH =$

$Al + NaOH =$ $\qquad$ $AlCl_3 + Na_2CO_3 =$

$\overset{t}{\qquad}$ $\qquad$ $Tl_2(SO_4)_3 + KOH + Br_2 =$

$Al + HNO_3 =$ $\qquad$ $Tl_2(SO_4)_3 + H_2S =$

7. Алюминий имеет высокое сродство к кислороду. Какое практическое применение имеет данный факт? Приведите примеры реакций алюмотермии.
8. Как изменяется характер гидроксидов элементов IIIA – группы? Как на основании ионных радиусов Al^{3+}, Ga^{3+}, Jn^{3+} объяснить различие свойств гидроксидов?
9. Получение, химические свойства оксида и гидроксида алюминия. Объяснить амфотерность гидроксида алюминия с позиций протолитической теории. **Напишите** уравнения соответствующих реакций.
10. Объясните некоторое уменьшение основных свойств и усиление кислотных свойств гидроксидов при переходе от $Al(OH)_3$ к $Ga(OH)_3$?
11. Не производя вычислений, сопоставьте степень гидролиза сульфата алюминия и сульфата галлия (см. вопрос № 10).
12. Гидролиз солей алюминия. Как влияет на степень гидролиза природа аниона? Возможно ли образование Al_2S_3 и $Al_2(CO_3)_3$ в водной среде по обменной реакции?
13. **Напишите** уравнения реакций в молекулярной и ионной форме, с помощью которых можно осуществить превращения:

$Al \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Na_3[Al(OH)_6] \rightarrow Al_2(SO_4)_3$

14. Какие оксиды и хлориды галлия, индия и таллия образуются при взаимодействии простых веществ?
15. Чем объясняется способность молекул хлорида алюминия образовывать димеры-гексахлоридадиалюминия?
16. **Приведите** примеры реакций, подтверждающих окислительно–восстановительные свойства соединений галлия, индия и таллия.
17. Охарактеризуйте строение и свойства соединений типа $A^{III}B^{V}$. Почему межъядерные расстояния и энергии связи близки у следующих пар веществ: C (алмаз) – BN (боразон),

Si – AlP, Ge – GaAs, α-Sn – JnSb? Каково практическое значение соединений индия типа $A^{III}B^{V}$?

18. Нахождение алюминия и элементов подгруппы галлия в природе. Получение металлов. Напишите схему электрохимических процессов, протекающих у электродов при электролитическом производстве алюминия из криолита.

19. Криолит $Na_3[AlF_6]$ получают синтетическим путем при растворении $Al(OH)_3$ и соды в водном растворе HF. Напишите уравнение реакции.

20. Применение алюминия. Дуралюмин, силумин, алюмогель, квасцы, молекулярные сита.

Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова..- М.: Дрофа, 2002.- 304 с.

Л.Р. № 31. с. 211, оп. 2, 3, 4, 5, 6 (а, б), 7.

Задачи по теме: Металлы IIIA – группы. Алюминий

1. Вычислите и проанализируйте значения ΔG^o_{298} процессов взаимодействия Al_2O_3(к) с SO_3(к) и Na_2O(к). Какие свойства – кислотные или основные преобладают у оксида алюминия в указанных реакциях?

2. При сгорании 3,6 г вещества, содержащего углерод, водород и неизвестный металл, получено 3,36 л углекислого газа, 4,05 г воды и 2,55 г твердого остатка. Определите формулу исходного вещества. Приведите уравнения характерных реакций этого соединения. Ответ: $Al(CH_3)_3$.

3. Минерал бирюза содержит: 2,3% H, 14,2% P, 24,8 % Al, 58,7% O и примеси меди, определяющие окраску. Выведите простейшую формулу вещества. Запишите формулу минерала в виде формул возможных его составляющих компонентов (соль, гидроксид, вода). Ответ: $AlPO_4 \cdot Al(OH)_3 \cdot H_2O$.

4. Минерал изумруд содержит: 5 % Be, 10% Al, 31% Si, 54% O и примеси хрома, определяющие зеленую окраску. Выведите простейшую формулу минерала. Запишите формулу минерала в виде формул оксидов. Ответ: $3BeO \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$.

5. При обработке соляной кислотой 9,92 г смеси карбидов кальция и алюминия образовалось 4,48 л смеси метана и ацетилена (н.у.). Определить состав смеси карбидов металлов. Ответ: m (CaC_2) = 1,28 г; m (Al_4C_3) = 8,64 г.

МЕТАЛЛЫ IVA – ГРУППЫ. ОЛОВО. СВИНЕЦ

Вопросы к занятию:

1. Каковы электронные формулы атомов элементов IVA группы? Как изменяются атомные радиусы и потенциалы ионизации?
2. Охарактеризуйте в ряду простых веществ: C – Si - Ge – Sn – Pb характер изменения структуры, координационных чисел, типа и энергии химической связи.
3. Какие степени окисления являются устойчивыми для элементов подгруппы германия? Чем это можно объяснить?
4. Взаимодействие металлов с кислородом, водородом, галогенами, серой, азотом, металлами.
5. Проанализируйте различия в химической природе простых веществ в ряду Ge – Sn – Pb на примере их отношения к азотной кислоте.
6. Как взаимодействуют германий, олово, свинец с разбавленными и концентрированными соляной и серной кислотами? Напишите уравнения реакций.
7. Взаимодействие германия, олова, свинца с водой и щелочами.
8. Водородные соединения элементов IVA группы. На какой реакции основан общий способ получения водородных соединений *p*-элементов? Приведите уравнения реакций образования германа, станнана, плюмбана.
9. Как меняется природа связи в кристаллах оксидов в ряду CO_2 - PbO_2?

10. Напишите уравнения реакций, указывающих на амфотерные свойства гидроксида олова (II); оксида свинца (II).

11. Укажите условия образования оксо- и гидроксокомплексов германия, олова, свинца из соединений $ЭO_2$ или $ЭO_2 \cdot nH_2O$. Напишите уравнения реакций. В чем причина различия в химической активности α- и β-оловянных кислот?

12. **Закончите** уравнения реакций (кислота и щелочь взяты в избытке) и расставьте коэффициенты:

$Pb(CH_3COO)_2 + KOH =$

$K_2[Sn(OH)_6] + HCl =$

$Na_2PbO_2 + HNO_3 =$

13. Как изменяются восстановительные свойства ионов в ряду: Ge^{2+}, Sn^{2+}, Pb^{2+}? Подтвердите закономерность уравнениями реакций.

14. Как изменяются окислительные свойства в ряду: Ge^{4+}, Sn^{4+}, Pb^{4+}? Подтвердите закономерность уравнениями реакций.

15. Возможно ли окислить с помощью PbO_2 ионы Mn^{2+} до MnO_4^-? **Ответ обоснуйте** значениями φ^0_{298}полуреакций:

$PbO_{2\,(K)} + 4\,H^+ + 2\,e = Pb^{2+} + 2\,H_2O$

$MnO_4^- + 8\,H^+ + 5\,e = Mn^{2+} + 4\,H_2O$

16. Какое соединение: $SnCl_2$ или $SnCl_4$ более гидролизовано в водном растворе? Какое соединение образует $SnCl_4$ с продуктом гидролиза?

17. Известны устойчивые галогенокомплексы свинца (IV) типа $[PbHal_6]^{2-}$. Однако $PbCl_4$ неустойчив, а $PbBr_4$ и PbI_4 не получены. Как объяснить этот факт?

18. Каковы кислотно-основные свойства тетрагалогенидов германия, олова, свинца?

19. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$SnCl_2 + Bi(NO_3)_3 + KOH =$ $SnCl_2 + K_2Cr_2O_7 + HCl =$

$SnCl_2 + FeCl_3 =$ $SnCl_2 + I_2 =$

$SnCl_4 + Zn =$ $Sn + HNO_3 + HCl =$

$K_4[Sn(OH)_6] + Bi(NO_3)_3 =$ $PbO_2 + Cr(NO_3)_3 + HNO_3 =$

$PbO_2 + Cr(NO_3)_3 + NaOH =$ $Pb(CH_3COO)_2 + CaCl(OCl) =$

$PbO_2 + Mn(NO_3)_2 + HNO_3 =$

20. **Напишите** реакции получения сульфида олова (II), свинца (II), олова (IV) из растворов их солей. Какой из сульфидов растворим в сульфиде аммония?

21. **Напишите** уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:

$SnCl_4 \rightarrow SnS_2 \rightarrow Na_2SnS_3$

22. Нахождение германия, олова, свинца в природе.

23. Получение металлов:

- восстановление - оксидов, халькогенидов, солей водородом;
- оксидов, солей углеродом;
- электролиз.

24. Применениегермания, олова, свинца и их соединений. Типографские сплавы, подшипниковые сплавы, припои.

Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова..- М.: Дрофа, 2002.- 304с.

Л.Р. № 32. с. 218, оп. 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 12, 13, 14.

МЕТАЛЛЫ VA – ГРУППЫ

Вопросы к занятию:

1. Напишите электронные формулы атомов As, Sb, Bi. Объясните характер изменения устойчивой степени окисления и первого потенциала ионизации в данном ряду.

2. Охарактеризуйте устойчивые модификации As, Sb, Bi. Как изменяются в ряду P – As – Sb – Bi межъядерные расстояния устойчивых модификаций и как это согласуется с усилением металлических признаков?

3. Проанализируйте изменение электроотрицательности атомов мышьяка, сурьмы и висмута. Проиллюстрируйте изменение химической природы простых веществ в ряду

P – As – Sb – Bi на примере их взаимодействия с азотной кислотой.

4. Как изменяются кислотно–основные и окислительно–восстановительные свойства оксидов: As_2O_3, Sb_2O_3, Bi_2O_3, As_2O_5, Sb_2O_5, Bi_2O_5? Какие факторы влияют на изменение этих свойств?

5. Чем различаются продукты, образующиеся при растворении в щелочи оксида фосфора (V) и оксида сурьмы (V)?

6. Каков характер изменения кислотно–основных свойств в ряду гидроксидов As(III) – Sb(III) – Bi(III)? **Напишите** в молекулярном и ионном виде уравнения реакций получения $As(OH)_3$, $Sb(OH)_3$, $Bi(OH)_3$ и их взаимодействия с избытком кислоты и щелочи. Какими свойствами обладают данные гидроксиды? Как практически отделить друг от друга малорастворимые $Sb(OH)_3$ и $Bi(OH)_3$?

7. **Напишите** уравнения реакций получения простейших гидроксидов As(V) и Sb(V).

8. Как изменяется восстановительная активность в ряду As(III) – Sb(III) – Bi(III) и окислительная активность в ряду As(V) – Sb(V) – Bi(V)? **Ответ обоснуйте** значениями φ^0_{298} соответствующих систем.

9. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$As + NaClO + NaOH = Na_3AsO_4 +$

$Na_3AsO_4 + KI + H_2SO_4 =$ $AsH_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 =$

$Sb + HNO_3 + HCl =$ $Sb_2S_3 + Na_2S =$

$SbCl_3 + HCl + Zn =$ $Bi_2S_3 + HNO_3 = Bi_2(SO_4)_3 +$

$KBiO_3 + FeSO_4 + KOH =$ $NaBiO_3 + HCl(к) =$

$KBiO_3 + Mn(NO_3)_2 + HNO_3 =$ $Bi(OH)_3 + Cl_2 + NaOH =$

10. **Напишите** уравнения реакций получения водородных соединений мышьяка, сурьмы и висмута. Строение, изменение длины связи и ее полярности, электронодонорных свойств и устойчивости в ряду молекул AsH_3 -SbH_3 - BiH_3.

11. В судебной медицине для доказательства отравления мышьяком используют процедуру, называемую реакцией Марша. Суть процесса состоит в следующем: к раствору соляной кислоты, содержащей растворимое соединение мышьяка добавляют цинк. Газ, выделяющийся в результате реакции пропускают через стеклянную трубку, нагреваемую газовой горелкой. В зоне нагрева образуется блестящее кольцо металлического мышьяка. **Напишите** уравнения происходящих процессов и подумайте, что будет наблюдаться при замене соединений мышьяка на оксид сурьмы или оксид фосфора?

12. Каков характер изменения кислотно–основных свойств в ряду галогенидов фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута? В каком случае гидролиз галогенидов необратим? **Напишите** уравнения гидролиза $SbCl_3$ и $BiCl_3$.

13. Какова природа сульфидов мышьяка, сурьмы и висмута? **Напишите** реакции получения этих соединений и их отношение к действию соляной кислоты и раствора сульфида аммония.

14. Нахождение мышьяка, сурьмы и висмута в природе. Получение.

15. Применение мышьяка, сурьмы, висмута и их соединений. Сплав Вуда.

5.12 ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №10
МЕТАЛЛЫ d-СЕМЕЙСТВА

Вопросы к занятию:

Переходные элементы. Положение в Периодической системе. Особенности электронного строения атомов элементов *d* - и *f* - семейств.

1. Орбитальные радиусы. Вторичная и внутренняя периодичности. Их обусловленность электронным строением атомов элементов.

2. Контракционная аналогия. Эффект проникновения электронов к ядру.

3. Физические свойства атомов элементов *d*- семейства: заряд ядра, атомная масса, орбитальный радиус, потенциал ионизации, сродство к электрону. Характер их изменения в Периодической системе.

4. Физические свойства простых веществ элементов *d*- семейства: молярный объем, энтальпия атомизации, температура плавления, магнитная восприимчивость. Характер их изменения в Периодической системе.

5. Соединения постоянного и переменного состава. Дальтониды и бертоллиды.

6. Оксиды элементов *d* - семейства. Кислотно-основные свойства оксидов. Их зависимость от степени окисления элемента. Химические свойства подтвердите уравнениями реакций на примере оксидов элементов VIIB- группы.

7. Гидроксиды элементов *d*- семейства. Кислотно-основные свойства. Окислительно- восстановительные свойства. Зависимость кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств гидроксидов от степени окисления элемента. Химические свойства подтвердите уравнениями реакций на примере гидроксидов элементов VIIB-группы.

8. Водородные соединения элементов *d*- семейства.

9. Галогениды элементов *d* -семейства.

10. Металлоподобные соединения.

11. Химические свойства элементов 1-го переходного ряда.

12. Химические свойства элементов 2-го и 3-го переходных рядов.

13. Распространение в природе. Получение металлов.

14. Практическое применение.

5.13 ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №11
Металлы IVB – группы. ТИТАН, ЦИРКОНИЙ, ГАФНИЙ
Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова..- М.: Дрофа, 2002.- 304с.

Л.Р. № 33. с. 227, оп. 1, 2, 3.

5.14 ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №12
Металлы VB – группы. ВАНАДИЙ, НИОБИЙ, ТАНТАЛ
Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова..- М.: Дрофа, 2002.- 304с.

Л.Р. № 33. с. 227, оп. 1, 3, 4, 5, 6, 7.

5.15 ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №13
Металлы VIB – группы. ХРОМ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ
Вопросы к занятию:

1. Каковы электронные формулы атомов элементов VIB - группы?

2. Зная общие закономерности химии *d*– элементов, проанализируйте как изменяются:

- радиусы и потенциалы ионизации атомов элементов подгруппы хрома? Какие степени окисления наиболее характерны для хрома, молибдена, вольфрама?

- величины теплотатомизации, температур плавлния и кипения металлов подгруппы хрома от возрастания порядкового номера элемента.

3. Как изменяется химическая активность в ряду Cr - Mo - W? Приведите примеры реакций.

а) Взаимодействие хрома с разбавленной соляной и серной кислотами. **Напишите** уравнения реакций с учетом образования аквакомплексов хрома.

б) Взаимодействие молибдена и вольфрама с кислотами.

В виде каких ионов существуют Cr(II), Cr(III), Cr(VI), Mo(VI), W(VI) в водных растворах? Каковы координационные числа элементов?

в) В чем заключается пассивирование металлов?

4. Как изменяются кислотно–основные свойства однотипных соединений хрома в ряду: CrF_2 - CrF_3 -CrF_6? Подтвердите уравнениями реакций.

5. Восстановительные свойства соединений Cr(II). **Приведите** уравнения реакций. Почему изменяется окраска растворов соединений Cr(II) как в присутствии, так и в отсутствии кислорода?

6. Получение и кислотно–основные свойства оксида Cr(III).

7. В какой форме ионы Cr^{3+} существуют в кислом и щелочном растворах? **Приведите** уравнения реакций, подтверждающие кислотно–основные свойства гидроксида хрома (III). Почему прокаленный Cr_2O_3 чимически менее активен, чем свежеполученный $Cr(OH)_3$?

8. **Приведите** примеры реакций окисления соединений Cr(III). Какая среда способствует протеканию данного процесса?

9. Приведите уравнение гидролиза $CrCl_3$.

10. Известны три изомера $CrCl_3 \times H_2O$. **Напишите** их формулы. Каков тип изомерии? Предложите способ идентификации данных изомеров.

11. Оксохроматы (VI) изоструктурныоксосульфатам (VI). Приведите примеры малорастворимых оксохроматов (VI). Каковы значения произведения растворимости этих солей?

12. Напишите уравнения, иллюстрирующие смещение равновесия между хромат (VI) - и дихромат (VI) – ионами? Как изменяется окраска при димеризации ионов CrO_4^{2-}?

13. Приведите значения температур плавления и объясните характер изменения данных величин в ряду CrO_3 – MoO_3 – WO_3. Как изменяются термическая устойчивость и окислительная активность в ряду оксидов подгруппы хрома?

14. Окислительные свойства соединений хрома (VI). В какой среде данные свойства выражены сильнее? **Приведите** примеры реакций восстановления соединений хрома (VI) в кислой, нейтральной и щелочной средах.

15. Нахождение металлов VIB - группы в природе.

16. Способы получения Cr, Mo и W в промышленности. Практическое применение феррохрома, ферромолибдена и ферровольфрама.

Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова.- М.: Дрофа, 2002.- 304с.

Л.Р. № 35. с. 234, оп. 1, 2, 3, 4, 5 (б, в, г), 6, 10, 11, 12.

Задачи по теме: Металлы d-семейства

1. Смесь хлоридов алюминия и хрома (III) массой 317 г обработали избытком раствора гидроксида калия, а затем избытком хлорной воды. К полученному раствору прилили раствор нитрата бария до полного осаждения 126.5 г желтого осадка. Определите массовую долю хлорида алюминия в исходной смеси.

2. Какой объем 0.25 Н раствора дихромата калия потребуется для окисления иодида калия количеством 0.01 моль? Какую кислоту используют для подкисления?

3. Продуктом окисления щавелевой кислоты является CO_2. Сколько миллилитров раствора щавелевой кислоты, содержащего 7 % $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ ($\rho = 1.02$), можно окислить в сернокислом растворе при действии 75 мл 0.08 н раствора $KMnO_4$?

4. Некоторые элементы X и У образуют соединения $X_2УO_4$, гдеω% (O) = 39,51% и $X_2У_2O_7$ с ω% (O) = 42,75%. Определите элементы X и У.

Ответ: Na_2CrO_4 и $Na_2Cr_2O_7$.

5. Определите объемы 2 М раствора КОН и 3% - ного раствора H_2O_2 (ρ=1), которые потребуются для реакции с сульфатом хрома (III) массой 200 г.

5.16 ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №14

МЕТАЛЛЫ VIIB–ГРУППЫ. МАРГАНЕЦ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Вопросы к занятию:

1. Каковы электронные формулы атомов элементов VIIB - группы? Как изменяются радиусы и потенциалы ионизации атомов элементов подгруппы марганца? Какие степени окисления наиболее характерны для марганца, технеция и рения?
2. В виде каких ионов существуют Mn(II), Mn(VI), Mn(VII), Tc(VII), Re(VII) в водных растворах? Каковы координационные числа элементов?
3. Приведите величины теплотатомизации, температур плавлния и кипения металлов подгруппы марганца. Объясните характер их изменения в зависимости от возрастания порядкового номера элемента.
4. Пользуясь таблицей «Стандартные электродные потенциалы» некоторых окислительно–восстановительных систем [табл. № 12 (1)] приведите значения стандартных окислительнх потенциалов соответствующих полуреакций, протекающих в кислой среде, для систем: Mn^{2+}/Mn, TcO_4^-/Tc, ReO_4^-/Re.

- Как изменяется химическая активность в ряду Mn - Tc – Re? Приведите примеры реакций.
- Взаимодействие марганца с разбавленной и концентрированной соляной, серной и азотной кислотами. **Напишите** уравнения реакций с учетом образования аквакомплексов марганца.
- **Взаимодействие** технеция и рения с кислотами. В виде каких ионов существуют Tc(VII), Re(VII) в водных растворах?

5. Приведите примеры реакций гидролиза соединений марганца.
6. Как изменяются кислотно–основные свойства оксидов марганца в ряду:

$MnO – Mn_2O_3 - MnO_2 – MnO_3 – Mn_2O_7$.

7. Восстановительные свойства соединений Mn(II).
8. Охарактеризуйте окислительно–восстановительные свойства MnO_2. Какие условия необходимы для перевода соединений Mn(IV) в производные Mn(II) и Mn(VI)? **Приведите** примеры реакций.
9. Приведите значения φ^0_{298}полуреакций типа

$$ЭO_4^- + 4\ H^+ + 3\ e = ЭO_2 + 2\ H_2O$$

для марганца, технеция и рения. Для какого из указанных элементов наиболее характерно превращение $ЭO_2$ в$ЭO_4^-$, т.е. переход Э(IV) в Э(VII).

10. Как изменяются кислотно–основные свойства гидроксидов марганца в ряду:

$Mn(OH)_2 - Mn(OH)_4 – H_2MnO_4 - HMnO_4$.

11. Приведите примеры бинарных соединений Tc(VI) и Re(VI) и анионных комплексов Mn(VI), Tc(VI) и Re(VI).
12. Можно ожидать, что ион MnO_4^{2-}прявляет окислительные и восстановительные свойства, соответствующие понижению и повышению степени окисления марганца. Каковы условия перевода иона MnO_4^{2-} в Mn^{2+}, в MnO_2 и в MnO_4^-? **Приведите** примеры реакций.
13. Приведите примеры соединений и соответствующих им анионных комплексов Mn(VII), Tc(VII) и Re(VII). Каковы кислотно–основные свойства бинарных соединений Э(VII)? **Приведите** уравнения реакций $Э_2O_7$ и $ЭOF_3$ с водой.
14. Какая среда благоприятствует реакциям перехода MnO_4^- в $[Mn(H_2O)_6]^{2+}$, MnO_4^- в MnO_2, MnO_4^- в MnO_4^{2-}? **Приведите** примеры реакций. В какой среде – кислой или щелочной – окислительные свойства MnO_4^- проявляются в большей степени?
15. Нахождение металлов VIIB - группы в природе. Получение ферромарганца. Методы получения Mn, Tc и Re в промышленности. Применение металлов.

Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова.- М.: Дрофа, 2002.- 304с.

Л.Р. № 36. с. 243, оп. 2, 3, 4, 5 а, 6, 8.

Задачи по теме: Металлы VIIB – групп

1. Для приготовления 200 мл раствора сульфата железа была взята навеска $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ массой 27.80 г. Какой объем 0.1 Н. раствора перманганата калия потребуется на окисление железа в 50 мл этого раствора?
2. Смесь перманганата калия и мела массой 11,32 г растворили в избытке соляной кислоты. При этом выделилось 3,36 л газообразных веществ. Определите массовые доли компонентов исходной смеси.

Ответ: ω ($KMnO_4$) = 0,558; ω ($CaCO_3$) = 0,442.

5.17 ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №15
ЭЛЕМЕНТЫ СЕМЕЙСТВА ЖЕЛЕЗА

Вопросы к занятию:

1. Каковы электронные формулы атомов элементов триады железа?
2. Зная общие закономерности химии *d*–элементов, проанализируйте как изменяются:

- радиусы и потенциалы ионизации атомов элементов триады железа?
- величины теплотатомизации, температур плавлния и кипения металлов с возрастанием порядкового номера элемента.

3. Какие степени окисления наиболее характерны для железа, кобальта, никеля?
4. Реакционная способность металлов. Взаимодействие железа, кобальта, никеля с разбавленной соляной и серной кислотами. **Напишите** уравнения реакций с учетом образования аквакомплексов.
5. В чем заключается пассивирование металлов?
6. В виде каких комплексных ионов существуют Fe(II), Fe(III), Fe(VI), Co(II), Co(III), Co(IV), Ni(II), Ni(IV) в водных растворах? Каковы координационные числа элементов?
7. Кислотно–основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов и гидроксидов железа, кобальта, никеля. **Подтвердите** уравнениями реакций.
8. Качественные реакциии на ионы Fe^{2+}, Fe^{3+}.
9. Приведите уравнения гидролиза солей железа, кобальта, никеля.
10. Получение и свойства соединений Fe(VI). Пользуясь таблицей “Стандартные электродные потенциалы некоторых окислительно–восстановительных систем [табл. № 12 (1)] приведите значение φ^0_{298} соответствующих полуреакций, протекающих в кислой среде, для систем: FeO_4^{2-}/ Fe^{3+}, MnO_4^-/Mn^{2+}, $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$. Сделайте вывод об окислительной способность оксоферратов (VI), оксоманганатов (VII) и оксохроматов (VI).
11. Нахождение металлов триада железа в природе. Способы получения Fe, Co, Ni в промышленности.
12. Практическое применение металлов и их сплавов.
13. Биологическая роль железа.

Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова.- М.: Дрофа, 2002.- 304с.

Л.Р. № 37. с. 248, оп. 1, 2, 3, 4, 5, 7, 8.

Задачи по теме: Элементы семейства железа

1. После прокаливания 0,15 моль (39,405 г) неизвестной кристаллической соли получено 11,205 г оксида металла, который содержал 21,4% кислорода. В конденсате, образовавшемся при охлаждении паров, выделяющихся в процессе прокаливания соли, в составе жидких веществ обнаружено 17% серы и 6,4% водорода. Определите формулу кристаллической соли. Ответ: $NiSO_4 \cdot 6\ H_2O$.
2. При действии уксусной кислоты на раствор соли $Co(NO_2)_3 \cdot 4NH_3$, в котором не обнаружено ионов кобальта и свободного аммиака, выявлено, что только один нитрит-ион раз-

рушается с выделением оксидов азота. Измерение электрической проводимости показывает, что соль распадается на два иона. Напишите формулу соли. Ответ: $[Co(NO_2)_2(NH_3)_4]NO_2$.

3. При растворении в соляной кислоте 2,79 г смеси порошков цинка и железа выделилось 1,008 л водорода (н.у.). Определить состав взятой смеси. Ответ: m (Zn) = 1,95 г; m (Fe) = 0,84 г.
4. При восстановлении 4,72 г смеси железа, оксида железа (II) и (III) водородом образовалось 3,92 г железа. Если то же количество смеси обработать избытком раствора сульфата меди, то масса увеличивается до 4,96 г. Определите состав исходной смеси. Ответ: m (Fe) = 1,68 г; m (FeO) = 1,44 г; m (Fe_2O_3) = 1,6 г.
6. Одинаковое ли количество серной кислоты потребуется для растворения 40 г никеля, если в одном случае взять концентрированную кислоту, а в другом – разбавленную? Какая масса серной кислоты пойдет на окисление никеля в каждом случае?
7. Нахождение металлов триада железа в природе. Способы получения Fe, Co, Ni в промышленности.
8. Практическое применение металлов и их сплавов.
9. Биологическая роль железа.

5.18 ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №16
МЕДЬ, СЕРЕБРО И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Вопросы к занятию:

1. Каковы электронные формулы атомов элементов подгруппы меди?
2. Зная общие закономерности химии *d*– элементов, проанализируйте как изменяются:

- радиусы и потенциалы ионизации атомов элементов подгруппы меди?
- величины теплотатомизации, температур плавлния и кипения металлов с возрастанием порядкового номера элемента.

3. Какие степени окисления наиболее характерны для меди, серебра, золота и чем это объясняется?
4. Реакционная способность металлов. Взаимодействие меди, серебра, золота с простыми веществами, щелочами, кислотами и смесями кислот. **Напишите** уравнения реакций с учетом образования комплексных ионов.
5. Получение гидроксидов меди, серебра, золота. Каков кислотно-основный характер этих гидроксидов? Какова их устойчивость?
6. Если действием щелочи на $CuSO_4$ осадить гидроксид меди, а затем прокипятить полученную систему, то осадок чернеет. Почему? **Приведите** уравнения реакций.
7. Напишите уравнения реакций растворения гидроксида меди в кислоте и в растворе аммиака.
8. Получение гидроксидов серебра, золота. Каков кислотно-основный характер этих гидроксидов? Какова их устойчивость?
9. Получение, строение, свойства комплексных соединений меди, серебра, золота. **Приведите** уравнения реакций.
10. Почему аммиакат серебра неустойчив в кислых средах?
11. В растворе ион Cu^+ неустойчив – он либо диспропорционирует, либо окисляется кислородом, нов нерастворимых солях он может существовать. Одной из таких солей является CuI (ПР = $1\cdot10^{-12}$). **Напишите** уравнения окислительно- восстановительной реакции, протекающей при добавлении раствора KI к раствору сульфата меди.
12. Назовите важнейшие сплавы меди и укажите их примерный состав.
13. Какие процессы происходят при электролизе растворов сульфата меди: а) с медным; б) с платиновым электродами?
14. В чем заключается рафинирование меди? Что происходит при этом с с содержащимися в черновой меди примесями более активных (Zn, Ni) и менее активных (Ag, Hg) металлов?

15. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$$Ag_2O + H_2O_2 \rightarrow$$
$$AgBr + Na_2S_2O_{3(избыток)} \rightarrow$$
$$Cu + KCN + H_2O \rightarrow$$

16. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$Au(OH)_3 + HCl_{(конц.)} \rightarrow$ $\quad$ $Au + NaCN + O_2 + H_2O \rightarrow$

$AuCl_3 + H_2O_2 + KOH \rightarrow$ $\quad$ $AuCl_3 + SnCl_2 + H_2O \rightarrow$

Задачи по теме: Медь, серебро и их соединения

1. При взаимодействии 10 г амальгамы натрия с водой получен раствор щелочи. Для нейтрализации этого раствора потребовалось 50 мл 0.5 Н раствора кислоты. Определить процентное содержание натрия (по массе) в амальгаме.
2. 25 мл раствора $CuCl_2$ выделили из раствора KI0.3173 гиода. Какова молярность раствора $CuCl_2$?
3. Сплав алюминия и меди обработали избытком раствора щелочи. При этом выделилось 5.6 л газа. Нерастворившийся осадок отфильтровали, промыли и растворили в азотной кислоте. Раствор выпарили досуха, осадок прокалили. Масса полученного продукта составила 1.875 г. Какова массовая доля меди в сплаве?
4. Какой объем 8 %- ного раствора азотной кислоты (ρ =1.04 г/мл) потребуется для растворения 24 г меди? Какой объем газа при этом выделится?
5. Из навески латуни массой 1,6645 г при анализе получено 1.3466 г$Cu(SCN)_2$ и 0.0840 гSnO_2. Вычислите массовую долю меди, олова и цинка в анализируемой пробе. Ответ: 28.77% (Cu), 3.98% (Sn), 67.25% (Zn).

Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова.- М.: Дрофа, 2002.- 304 с.

Л.Р. № 38. с. 252. оп. 1, 4, 5, 6, 7, 8.

5.19 ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №17
ЦИНК, КАДМИЙ, РТУТЬ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Вопросы к занятию:

1. Каковы электронные формулы атомов элементов подгруппы цинка?
2. Зная общие закономерности химии *d*– элементов, проанализируйте как изменяются:

- радиусы и потенциалы ионизации атомов элементов подгруппы цинка?
- величины теплотатомизации, температур плавлния и кипения металлов с возрастанием порядкового номера элемента.

3. Какие степени окисления наиболее характерны для цинка, кадмия, ртути и чем это объясняется?
4. Реакционная способность металлов. Взаимодействие с простыми веществами, щелочами, кислотами и смесями кислот. **Напишите** уравнения реакций с учетом образования комплексных ионов.
5. Получение гидроксидов. Каков кислотно-основный характер этих гидроксидов? Какова их устойчивость?
6. Напишите уравнения реакций растворения гидроксида цинка в кислоте и в растворе аммиака.
7. Получение, строение, свойства комплексных соединений цинка, кадмия, ртути. **Приведите** уравнения реакций.
8. Назовите важнейшие сплавы цинка и укажите их примерный состав.
9. Какие процессы происходят при электролизе раствора сульфата цинка?
10. Нахождение в природе и получение металлов.

Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова.- М.: Дрофа, 2002.- 304 с.

Л.Р. № 39. с. 258. оп. 3, 4, 5, 7, 9, 10.

5.20 ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №18
ЛАНТАНОИДЫ И АКТИНОИДЫ

Вопросы к занятию:

1. Переходные элементы. Положение в Периодической системе. Особенности электронного строения атомов элементов *f*-семейств. **Приведите** электронные формулы атомов европия и урана.

2. Каков характер изменения орбитальных радиусов и энергий ионизации атомов элементов *f*-семейства?

3. Чем обусловлено весьма значительное сходство химических свойств лантаноидов? Какие из них могут проявлять дополнительные степени окисления и какие? Каковы координационные числа лантаноидов.

4. В отличие от рядов *p*- и *d*-элементов, увеличение числа электронов в атомах лантаноидов не приводит к увеличению степени окисления в ряду Ce – Lu. Объясните причину этого.

5. Вторичная и внутренняя периодичности. Их обусловленность электронным строением атомов элементов. Контракционная аналогия. Эффект проникновения электронов к ядру.

6. Химические свойства лантаноидов. Реакции с неметаллами, водой, разбавленными и концентрированными кислотами. **Приведите** уравнения реакций.

7. Как и почему меняется основной характер гидроксидов при переходе от скандия к лантану и от лантана к лютецию?

8. Как будет меняться, при прочих одинаковых условиях (каких?), степень гидролиза солей в ряду лантаноидов?

9. Окислительно-восстановительные свойства соединений лантаноидов.

10. Сульфат церия (III) окисляется в щелочной среде кислородом воздуха в гидроксид церия (IV). Как ведет себя полученный гидроксид по отношению к концентрированной соляной кислоте? **Напишите** уравнения реакций.

11.**Закончите** уравнения реакций и подберите коэффициенты:

$$KMnO_4 + Ce_2(SO_4)_3 + H_2SO_4 \rightarrow ...$$

$$Ce(SO_4)_2 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow ...$$

12. З**акончите** уравнения реакций и подберите коэффициенты:

$$UO_2 + HCl + HNO_{3\,(конц)} \rightarrow ...$$

$$U(SO_4)_2 + KMnO_4 + ... \rightarrow ...$$

13. Охарактеризуйте кислотно-основные свойства UO_3, образующего при взаимодействии с минеральными кислотами соли диоксоурана, а при сплавлении со щелочами – уранаты. **Напишите** уравнения соответствующих реакций.

14. Подобно *d*-элементам VI группы уран образует диуранат аммония. **Напишите** реакцию его термического разложения и сравните ее с соответствующими реакциями дихромата и вольфрамата аммония.

15. **Напишите** уравнения реакций AmO_2с соляной и серной кислотами.

6 ДИДАКТИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ КОНТРОЛЯ (САМОКОНТРОЛЯ) УСВОЕННОГО МАТЕРИАЛА

6.1 Оценочные средства, показатели и критерии оценивания компетенций

Индекс компетенции	Оценочное средство	Показатели оценивания	Критерии оценивания сформированности компетенций

ОПК-8, ПК-2	Отчет по лабораторной работе	Низкий – неудовлетворительно	ставится, если допущены существенные ошибки (в ходе эксперимента, в объяснении, в оформлении работы, по технике безопасности, в работе с веществами и приборами), которые не исправляются даже по указанию преподавателя.
		Пороговый – удовлетворительно	ставится, если допущены одна-две существенные ошибки (в ходе эксперимента, в объяснении, в оформлении работы, по технике безопасности, в работе с веществами и приборами), которые исправляются с помощью преподавателя.
		Базовый – хорошо	а) работа выполнена правильно, без существенных ошибок, сделаны выводы; б) допустимы: неполнота проведения или оформления эксперимента, одна-две несущественные ошибки в проведении или оформлении эксперимента, в правилах работы с веществами и приборами
		Высокий – отлично	а) работа выполнена полно, правильно, без существенных ошибок, сделаны выводы; б) эксперимент осуществлен по плану с учетом техники безопасности и правил работы с веществами и приборами; в) имеются организационные навыки (поддерживается чистота рабочего места и порядок на столе, экономно используются реактивы).
УК-1, ОПК-8, ПК-2	Коллоквиум, собеседование	Низкий –неудовлетворительно	- незнание программного материала; - при ответе возникают ошибки; - затруднения при выполнении практических работ.
		Пороговый – удовлетворительно	- усвоение основного материала; - при ответе допускаются неточности; - при ответе недостаточно правильные формулировки; - нарушение последовательности в изложении программного материала; - затруднения в выполнении практических заданий.
		Базовый – хорошо	- знание программного материала; - грамотное изложение, без существенных неточностей в ответе на вопрос; - правильное применение теоретических знаний; - владение необходимыми навыками при выполнении и практических задач.

		Высокий – отлично	- глубокое и прочное усвоение программного материала; - полные , последовательные , грамотные и логически излагаемые ответы при видоизменении задания; - свободно справляющиеся с поставленными задачами, знания материала; - правильно обоснованные принятые решения; - владение разносторонними навыками и приемами выполнения практических работ.
ОПК-8, ПК-2	Контрольная работа	Низкий – неудовлетворительно	допустил число ошибок и недочетов превосходящее норму, при которой может быть выставлена оценка «3»
		Пороговый – удовлетворительно	если студент правильно выполнил не менее половины работы или допустил: не более двух грубых ошибок; или не более одной грубой и одной негрубой ошибки и одного недочета; или не более двух-трех негрубых ошибок; или одной негрубой ошибки и трех недочетов; или при отсутствии ошибок, но при наличии четырех-пяти недочетов.
		Базовый – хорошо	студент выполнил работу полностью, но допустил в ней: не более одной негрубой ошибки и одного недочета или не более двух недочетов
		Высокий – отлично	работа выполнена без ошибок, указаны все расчетные формулы, единицы измерения, без ошибок выполнены математические расчеты
	Учебные задачи	Низкий –неудовлетворительно	допустил число ошибок и недочетов превосходящее норму, при которой может быть выставлена оценка «3»
		Пороговый – удовлетворительно	студент правильно выполнил не менее половины работы или допустил: не более двух грубых ошибок; или не более одной грубой и одной негрубой ошибки и одного недочета; или не более двух-трех негрубых ошибок; или одной негрубой ошибки и трех недочетов; или при отсутствии ошибок, но при наличии четырех-пяти недочетов.
		Базовый – хорошо	студент выполнил работу полностью, но допустил в ней: не более одной негрубой ошибки и одного недочета или не более двух недочетов

		Высокий – отлично	работа выполнена без ошибок, указаны все расчетные формулы, единицы измерения, без ошибок выполнены математические расчеты
УК-1, ОПК-8, ПК-2	Реферат	Низкий – неудовлетворительно	тема реферата не раскрыта, обнаруживается существенное непонимание проблемы.
		Пороговый – удовлетворительно	имеются существенные отступления от требований к реферированию. В частности: тема освещена лишь частично; допущены фактические ошибки в содержании реферата или при ответе на дополнительные вопросы; во время защиты отсутствует вывод.
		Базовый – хорошо	основные требования к реферату и его защите выполнены, но при этом допущены недочёты. В частности, имеются неточности в изложении материала; отсутствует логическая последовательность в суждениях; не выдержан объём реферата; имеются упущения в оформлении; на дополнительные вопросы при защите даны неполные ответы.
		Высокий – отлично	выполнены все требования к написанию и защите реферата: обозначена проблема и обоснована её актуальность, сделан краткий анализ различных точек зрения на рассматриваемую проблему и логично изложена собственная позиция, сформулированы выводы, тема раскрыта полностью, выдержан объём, соблюдены требования к внешнему оформлению, даны правильные ответы на дополнительные вопросы.
ОПК-8, ПК-2	Тест	Низкий – до 60 баллов (неудовлетворительно)	за верно выполненное задание тестируемый получает максимальное количество баллов, предусмотренное для этого задания, за неверно выполненное – ноль баллов. После прохождения теста суммируются результаты выполнения всех заданий. Подсчитывается процент правильно выполненных заданий теста, после чего этот процент переводится в оценку, руководствуясь указанными критериями оценивания.
		Пороговый – 61-75 баллов (удовлетворительно)	
		Базовый – 76-84 баллов (хорошо)	
		Высокий – 85-100 баллов (отлично)	

УК-1, ОПК-8, ПК-2	Самостоятельная работа	Низкий – неудовлетворительно	допустил число ошибок и недочетов превосходящее норму, при которой может быть выставлена оценка «3»
		Пороговый – удовлетворительно	если студент правильно выполнил не менее половины работы или допустил: не более двух грубых ошибок; или не более одной грубой и одной негрубой ошибки и одного недочета; или не более двух-трех негрубых ошибок; или одной негрубой ошибки и трех недочетов; или при отсутствии ошибок, но при наличии четырех-пяти недочетов.
		Базовый – хорошо	студент выполнил работу полностью, но допустил в ней: не более одной негрубой ошибки и одного недочета или не более двух недочетов
		Высокий – отлично	работа выполнена без ошибок, указаны все расчетные формулы, единицы измерения, без ошибок выполнены математические расчеты

6.2 Промежуточная аттестация студентов по дисциплине

Критерии оценивания устного ответа на зачете

Оценка «зачтено» выставляется студенту, если:

1) вопросы раскрыты, изложены логично, без существенных ошибок;
2) показано умение иллюстрировать теоретические положения конкретными примерами;
3) продемонстрировано усвоение ранее изученных вопросов, сформированность компетенций, устойчивость используемых умений и навыков.

Допускаются незначительные ошибки.

Оценка «не зачтено» выставляется, если:

1) не раскрыто основное содержание учебного материала;
2) обнаружено незнание или непонимание большей или наиболее важной части учебного материала;
3) допущены ошибки в определении понятий, которые не исправлены после нескольких наводящих вопросов;
4) не сформированы компетенции, умения и навыки.

Критерии оценивания устного ответа на экзамене

Оценка «5» (отлично) ставится, если студент:

1) полно раскрыто содержание материала билета;
2) материал изложен грамотно, в определенной логической последовательности, точно используется терминология;
3) показано умение иллюстрировать теоретические положения конкретными примерами, применять их в новой ситуации;
4) продемонстрировано усвоение ранее изученных сопутствующих вопросов, сформированность и устойчивость компетенций, умений и навыков;
5) ответ прозвучал самостоятельно, без наводящих вопросов;
6) допущены одна – две неточности при освещении второстепенных вопросов, которые исправляются по замечанию.

Оценка «4» (хорошо) ставится, если:

ответ студента удовлетворяет в основном требованиям на оценку «5», но при этом имеет один из недостатков:

1) в изложении допущены небольшие пробелы, не исказившие содержание ответа;
2) допущены один – два недочета при освещении основного содержания ответа, исправленные по замечанию экзаменатора;
3) допущены ошибка или более двух недочетов при освещении второстепенных вопросов, которые легко исправляются по замечанию экзаменатора.

Оценка «3» (удовлетворительно) ставится, если:

1) неполно или непоследовательно раскрыто содержание материала, но показано общее понимание вопроса и продемонстрированы умения, достаточные для дальнейшего усвоения материала;
2) имелись затруднения или допущены ошибки в определении понятий, использовании терминологии, исправленные после нескольких наводящих вопросов;
3) при неполном знании теоретического материала выявлена недостаточная сформированность компетенций, умений и навыков, студент не может применить теорию в новой ситуации.

Оценка «2» (неудовлетворительно) ставится, если:

1) не раскрыто основное содержание учебного материала;
2) обнаружено незнание или непонимание большей или наиболее важной части учебного материала;
3) допущены ошибки в определении понятий, при использовании терминологии, которые не исправлены после нескольких наводящих вопросов.
4) не сформированы компетенции, умения и навыки.

6.3 Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки результатов освоения дисциплины

ТРЕБОВАНИЯ К ФОРМЕ ОТЧЕТА ПО ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ

Форма отчета. Отчет должен содержать название, цель работы, описание хода работы, схемы приборов, расчеты, таблицу, графики зависимости, вывод. К лабораторной работе должны быть разобраны вопросы к занятию.

ВОПРОСЫ К КОЛЛОКВИУМУ

Металлы

1. Положение металлов в периодической системе. Электронные конфигурации атомов металлов. Общая характеристика атомов элементов.
2. Физические свойства простых веществ.
3. Металлическая связь:
   - теория электронного газа;
   - зонная теория кристаллов.
4. Кристаллические решетки металлов. Причины аллотропии.
5. Химические свойства металлов. Взаимодействие металлов с простыми и сложными веществами. Электрохимический ряд напряжений металлов.
6. Нахождение металлов в природе.
7. Общие способы получения металлов.

КОМПЛЕКТ ЗАДАНИЙ ДЛЯ КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА №1

по теме «НЕМЕТАЛЛЫ»

ВАРИАНТ №1

Задание №1.

Опишите строение молекулы кислорода и молекулярных ионов кислорода: O_2^+, O_2^-, O_2^{2-} с позиции метода молекулярных орбиталей. Физические и химические свойства кислорода. Получение кислорода в лаборатории и промышленности.

Задание №2.

Получение галогеноводородов и галогеноводородных кислот. Все ли галогеноводороды можно получить взаимодействием соответствующих галогенидов натрия (калия) с концентрированной серной кислотой? Сравнительная характеристика силы галогеноводородных кислот. Какова направленность реакций между галогенами и веществами, содержащими галогенид-ионы.

Комплексные соединения галогенов. Применение галогенов.

Окислительные свойства галогеноводородных кислот. Сравнение восстановительных свойств их анионов.

Задание №3.

Политионовые кислоты. Получение, строение. Жидкость Вакенродера. Дитионистая кислота. Получение, строение, свойства.

Оксид серы S_2O. Получение, строение. Тиосернистая кислота.

Тиосерная кислота и ее соли. Строение, получение. Окисление тиосульфат-иона галогенами, соединениями серы (II, IV). Разложение тиосульфат-иона. Реакции комплексообразования с участием тиосульфат-иона.

Задание №4.

Опишите строение полиморфных модификаций фосфора. Каковы условия превращения белого фосфора в красный и черный, красного фосфора в белый?

Химические свойства фосфора. Приведите уравнения реакций с простыми (кислородом, галогенами, серой, металлами) и сложными веществами (водой, кислотами и щелочами).

Задание №5.

Закончите уравнения реакций и расставьте коэффициенты ионно-электронным методом:

$H_2S + HNO_3 =$ $(NH_4)_2S + H_2O =$

$NO + Al =$ $SiH_4 + KOH =$

$HNO_3 + HBr =$ $HNO_{3(конц.)} + C =$

Задание №6.

Решите задачу. Сколько миллилитров 23%-ного раствора NH_3 (ρ = 0.916 г/мл) требуется для взаимодействия с 750 мл 6.0 Н раствора HCl? Сколько граммов хлорида аммония образуется при этом?

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА №1
по теме «НЕМЕТАЛЛЫ»
ВАРИАНТ №2

Задание №1.

Озон. Строение молекулы. Физические свойства. Сравнение окислительной активности кислорода и озона. Взаимодействие озона с органическими соединениями. Применение. Неорганические озониды. Получение, физические и химические свойства.

Задание №2.

Кислородные соединения галогенов. Оксиды хлора, брома, иода. Строение, получение, физические и химические свойства.

Задание №3.

Опишите строение молекул оксидов халькогенов (VI). Охарактеризуйте льдовидную и асбестовидную модификации оксидов. Приведите уравнения реакций, подтверждающие кислотные и окислительные свойства триоксидов. Сульфоновые кислоты.

Оксиды серы SO_4, S_2O_7. Получение, строение. Пероксокислоты. Получение, строение, применение. Как сказывается на устойчивости замена атома кислорода в сульфат-ионе на пероксогруппу? Окислительная активность пероксосульфат-иона.

Задание №4.

Лабораторные способы получения аммиака и фосфина. Обоснуйте выбор условий, при которых осуществляется синтез аммиака в промышленности. Строение, физические и химические свойства аммиака (основные свойства; реакции замещения, окисления, комплексообразования). Соли аммония. Получение, строение. Гидролиз, термическое разложение. Сравнение основных свойств аммиака и фосфина.

Задание №5.

Закончите уравнения реакций и расставьте коэффициенты ионно-электронным методом:

$Na[AlH_4] + H_2O =$ $NaNO_2 + H_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 =$

$HNO_{3(оч.разб)} + Mg =$ $F_2 + NaOH =$

$Ca(OH)_2 + Cl_2 =$ $Na_2SO_3 + Br_2 + H_2O =$

Задание №6.

Решите задачу. Кусочек серебряной монеты массой 0.3 г растворили в азотной кислоте, и осадили из полученного раствора серебро в виде AgCl. Масса осадка после промывания и высушивания составила 0.199 г. Сколько процентов серебра (по массе) содержалось в монете?

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА №2
по теме «ЭЛЕМЕНТЫ ГЛАВНЫХ ПОДГРУПП»
ВАРИАНТ № 1

Задача 1

Влияние эффекта экранирования и проникновения электронов к ядру на характер изменения атомных и ионных радиусов *s*- и *p*- элементов в периодах и группах. Закономерности в изменении энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности атомов элементов в периодах и главных подгруппах. Внутренняя и вторичная периодичность.

Задача 2

Какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу: CaS, $BaSO_4$, $MgCl_2$, $SrCO_3$, $BeCl_2$?

Какая соль - $Be(NO_3)_2$ или $Mg(NO_3)_2$ - при одинаковых условиях в большей степени подвергается гидролизу? Ответ мотивируйте. Напишите уравнение гидролиза данной соли. Как сместится равновесие гидролиза при добавлении кислоты; при добавлении соды?

Можно ли получить BeS по обменной реакции в растворе из $BeCl_2$ и Na_2S? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

Задача 3

Закончите уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$KOH + Al_2O_3 \rightarrow$

$Mg + SnCl_2 \rightarrow$

$CaH_2 + H_2SO_4 = H_2S + \ldots$

$AlCl_3 + Na_2CO_3 \rightarrow$

$AsH_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$

$SnCl_2 + Bi(NO_3)_3 + KOH =$

Задача 4

При растворении 0.5 г известняка в соляной кислоте получено 75 мл CO_2 (23 °С и 104 кПа). Вычислите процентное содержание $CaCO_3$ в известняке.

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА №2
по теме «ЭЛЕМЕНТЫ ГЛАВНЫХ ПОДГРУПП»
ВАРИАНТ № 2

Задача 1

Строение атомов *s*- и *p*- элементов. Электронные конфигурации элементов 2 – го и 3 – го периодов. Их валентные электроны и орбитали. Координационные числа s- и p- элементов. Характер их изменения в подгруппах. Особенности химии элементов 2 – го периода.

Задача 2

Какие кислородные соединения образуются при сгорании и окислении щелочных металлов? В чем причина образования различных продуктов горения? Как взаимодействуют щелочные металлы с водой и кислотами?

Задача 3

Закончите уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$KO_2 + H_2O \rightarrow$

$CaH_2 + H_2O \rightarrow$

$Al + NaOH \rightarrow$

$SnCl_2 + K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow$

$SbCl_3 + HCl + Zn \rightarrow$

Задача 4

Какой объем газа выделится (27 °С и 81 кПа) при нагревании 1.4 т $NaHCO_3$? Сколько тонн кальцинированной соды получится при этом?

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА №3
по теме «МЕТАЛЛЫ ПОБОЧНЫХ ПОДГРУПП»
ВАРИАНТ № 1

Задача 1

Переходные элементы. Положение в Периодической системе. Особенности электронного строения атомов элементов d - и f - семейств. Орбитальные радиусы. Вторичная и внутренняя периодичности. Их обусловленность электронным строением атомов элементов. Контракционная аналогия. Эффект
проникновения электронов к ядру.

Задача 2

а) Взаимодействие марганца с разбавленной и концентрированной соляной, серной и азотной кислотами. Напишите уравнения реакций с учетом образования аквакомплексов марганца.

б) Взаимодействие технеция и рения с кислотами. В виде каких ионов существуют Tc(VII), Re(VII) в водных растворах?

Задача 3

Железо, содержавшееся в 10 мл анализируемого раствора FeSO4, окислено до железа (III) и осаждено в виде гидроксида. Масса прокаленного осадка оказалась равной 0.4132 г. Вычислить молярную концентрацию FeSO4 в исходном растворе.

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА №3
по теме «МЕТАЛЛЫ ПОБОЧНЫХ ПОДГРУПП»
ВАРИАНТ № 2

Задача 1

Оксиды элементов d - семейства. Кислотно-основные свойства оксидов. Их зависимость от степени окисления элемента. Химические свойства подтвердите уравнениями реакций на примере оксидов элементов подгруппы марганца.

Задача 2

а) Взаимодействие хрома с разбавленной соляной и серной кислотами. Напишите уравнения реакций с учетом образования аквакомплексов хрома.

б) Взаимодействие молибдена и вольфрама с кислотами.

В виде каких ионов существуют Cr(II), Cr(III), Cr(VI), Mo(VI), W(VI) в водных растворах? Каковы координационные числа элементов?

в) В чем заключается пассивирование металлов?

Задача 3

Чему равна масса калийной селитры, которая расходуется на получение манганата калия из технического диоксида марганца массой 4.35 кг, если примеси в нем составляют 12 %?

САМОСТОЯТЕЛЬНАЯ РАБОТА ПО ХИМИИ НЕМЕТАЛЛОВ

ВАРИАНТ №1

1. Закончите составление уравнения и найдите коэффициенты:
   $KCl + KMnO_4 + H_2SO_4 = \ldots$
2. Определите тип окислительно-восстановительной реакции получения кислорода термическим разложением: а) BaO_2; б) $KClO_3$:
   1) а-, б- диспропорционирования; 2) а - диспропорционирования, б - внутримолекулярного окисления-восстановления; а-,б- внутримолекулярного окисления-восстановления ?

ВАРИАНТ №2

1. Закончите составление уравнения и найдите коэффициенты: $KCl + MnO_2 + H_2SO_4 =$
2. Закончите составление уравнения и найдите коэффициенты: $H_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 =$

УЧЕБНЫЕ ЗАДАЧИ

Задачи по теме: Кислород. Получение и свойства. Пероксид водорода и его свойства

26. В закрытом сосуде вместимостью 5,6 л находится при 0 ˚Ссмесь, состоящая из 2,2 г CO_2, 4 г O_2, 1,2 г CH_4. Вычислите: 1) общее давление газов смеси; 2) выразите концентрацию кислорода в различных единицах; 3) парциальное давление кислорода.
    Ответ: 1) общее давление газовой смеси составляет 101,3 кПа.
    2) а – концентрация O_2 в молях на литр составляет 0,0223 (моль/л) или 2,3 (ммоль/л); б – концентрация кислорода в процентах по объему составляет: φ% = 50(%); в – концентрация кислорода в процентах по массе: 54,05(%).
    3) Парциальное давление кислорода составляет: p = 50,65 кПа.
7. Вычислите массу воздуха в комнате размерами 6×8×4 при 20 °Си давлении 101,3 кПа. Ответ: 232 кг.
8. Сколько молекул кислорода и сколько молекул аргона содержит 1 мл воздуха (н.у.)? Воздух содержит 0,93% аргона по объему. Ответ: $5,64 \cdot 10^{18}$ и $2,5 \cdot 10^{17}$.
9. Содержание радона в воздухе оценивается величиной $6 \cdot 10^{-18}$% по объему. В каком приблизительно объеме воздуха (0 °С, 101,3 кПа) содержится один атом радона? Ответ: 0,6 мл.
10. Какой объем кислорода необходим для полного сгорания 1м^3 следующих газов: а) CO; б) CH_4; в) C_2H_4; г) C_2H_2? Вычислите в каждом случае объем полученного CO_2. Ответ: а) 0,5 м^3 и 1 м^3; б) 2 м^3 и 1 м^3; в) 3 м^3 и 2 м^3; г) 2,5 м^3 и 2 м^3.
11. Вычислите процентное содержание водорода (по объему) в смеси его с кислородом, если известно, что 40 мл смеси после сжигания H_2 заняли объем, равный 31 мл. Ответ: 15%.

Задачи по теме: Галогены и их соединения

8. Сколько миллилитров 6%-ного раствора $KBrO_3$ (ρ = 1.04) потребуется для окисления в сернокислом растворе 50 мл 0.75 М раствора $FeSO_4$?
9. Зола водорослей содержит в среднем 0.3% иода. Сколько тонн золы следует переработать для получения 12 кг иода?
10. Сколько граммов иода и сколько миллилитров 36%-ного раствора HNO_3 (ρ = 1.22) следует взять для получения 1 л 21%-ного раствора HIO_3 (ρ = 1.21)? Какой объем NO (н.у.) образуется при этом?
11. При разложении 49 г неизвестного вещества выделилось 13,44 л кислорода и осталось твердое вещество, содержащее 52,35% калия и 47,65% хлора. Определите формулу неизвестного вещества. Ответ: $KClO_3$.

Задачи по теме: Сера и ее соединения

7. Газ, полученный при сжигании сероводорода в избытке кислорода, прореагировал с образованием средней соли с гидроксидом калия, содержащимся в 100 мл 40%-ного раствора KOH (ρ =1.4). Определите объем сероводорода (н.у.).

8. Сколько миллилитров концентрированной серной кислоты (ρ =1.84), содержащей 98% H_2SO_4, теоретически необходимо для перевода в раствор 10 г меди? Какой объем газа при этом выделится?
9. При прокаливании 10,4 г сульфита неизвестного металла получен его оксид такой же массы, как при разложении 5,8 г его гидроксида. Определите, сульфит какого металла был подвергнут разложению. Ответ: $MgSO_3$.
10. При разработке гидратной теории Д. И. Менделеев установил существование при низких температурах трех твердых гидратов серной кислоты $H_2SO_4 \cdot nH_2O$, массовая доля воды в которых равна 15,52; 26,87 и 42,36% соответственно. Найдите формулы этих гидратов.
    Ответ: $H_2SO_4 \cdot H_2O$, $H_2SO_4 \cdot 2H_2O$, $H_2SO_4 \cdot 4H_2O$.
11. При сжигании 251,2 г смеси пирита и сульфида цинка образовалось 71,68 л (н.у.) диоксида серы. Определите состав смеси.
    Ответ: m (FeS_2) = 96 г; m (ZnS) = 152,2 г.
12. При обработке 33,3 г смеси карбоната и гидрокарбоната кальция серной кислотой образовалось 32,64 г осадка. Определите состав взятой смеси.
    Ответ: m ($CaCO_3$) = 9 г; m $Ca(HCO_3)_2$ = 24,3 г.

Задачи по теме: Азот и его соединения

1. Сколько граммов меди можно перевести в раствор при действии 60 мл 33%-ного раствора азотной кислоты (ρ = 1.2)? Какой объем NO (н.у.) выделится при этом?
2. При полном термическом разложении соли А получили 21,6 г металла и 6,72 л смеси двух газов, один из которых имеет бурый цвет. При растворении 21,6 г получившегося металла в азотной кислоте образовался нитрат одновалентного металла и 4,48 л газа бурого цвета. Определите формулу и количество исходной соли. Ответ: $AgNO_3$; 0,2 моль.
3. Из раствора комплексной соли $PtCl_4 \cdot 6NH_3$ нитрат серебра осаждает весь хлор в виде AgCl, а из раствора соли $PtCl_4 \cdot 3NH_3$ – только четверть входящего в ее состав хлора. Напишите координационные формулы солей.
   Ответ: $[Pt(NH_3)_6]Cl_4$, $[Pt(NH_3)_3Cl_3]Cl$.
4. Сколько граммов меди можно перевести в раствор при действии 60 мл 33 %-ного раствора азотной кислоты (ρ =1.2)? Какой объем NO (н.у.) выделится при этом?

Задачи по теме: Фосфор и его соединения

1. Оксид фосфора (V), образовавшийся при сжигании 6.2 г фосфора в избытке кислорода, растворили в 140 мл 14 %- ного водного раствора гидроксида калия(ρ =1.14). Определить массовую долю образовавшейся соли.

Задачи по теме: Углерод и его соединения

1. При растворении 0.5 г известняка в соляной кислоте получено 75 мл CO_2 при температуре 23^0 С и давлении 104 кПа. Вычислите процентное содержание $CaCO_3$ в известняке.
2. При нагревании смеси кристаллической соды и гидрокарбоната натрия ее масса уменьшилась до 15.9 г, и при этом выделилось 1.12 л углекислого газа. Рассчитайте массу исходной смеси солей.
3. В 1300 г воды растворено 180 г кристаллической соды $Na_2CO_3 \cdot 10\ H_2O$. Плотность полученного раствора 1.16 г/см^3. Определите массовую долю (%) вещества в растворе в расчете на безводную соль; молярную и нормальную концентрации определить исходя из кристаллогидрата.
1. ВычислитерН 0.01 *М*раствора карбоната калия.
2. Вычислите массу измеренных при нормальных условиях 1 л водорода, 1 л оксида углерода (II), 1 л фосгена $COCl_2$. Ответ: 0,09 г; 1,25 г; 4,42 г.
3. При прокаливании 44 г смеси оксида и карбоната кальция масса уменьшилась на 20%. Вычислите массовые доли веществ в исходной смеси.

Ответ: ω% ($CaCO_3$) = 89,29%; ω% (CaO) = 10,71%.

Задачи по теме: Кремний и его соединения

1. Сколько килограммов кремния и какой объем 32%-ного раствора NaOH (ρ= 1.35 г/см^3) потребуется для получения 15 м^3 водорода, измеренного при t = 17 °С и p = 98.64 кПа?
2. Определите количественный состав смеси кремния, алюминия и карбоната кальция, если известно, что при обработке этой смеси раствором щелочи выделяется 8.96 л газа, а при обработке такой же навески исходной смеси раствором HCl также выделяется 8.96 л газа, пропускание которого через раствор $Ca(OH)_2$, приводит к образованию 8.1 г$Ca(HCO_3)_2$.
3. При растворении в водном растворе щелочи 8 г сплава кремния с цинком выделилось 6,272 л водорода (н.у.). Определить процентный состав сплава.

Ответ: ω% (Zn) = 65%; ω% (Si) = 35%.

4. Сколько килограммов ортоборной кислоты H_3BO_3 и какой объем 23 %- ного раствора Na_2CO_3 (ρ =1.25) необходимо затратить для получения 1 т буры $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$?

Задачи по теме: Металлы IA – группы

1. Каким объемом 40 % - ного раствора NaOH (ρ =1.437) можно заменить 10 л 2 Н. раствора NaOH?
10. Газ объемом 1,12 л (20 ºС и 98 кПа), выделившийся при разложении гидрокарбоната натрия, пропустили через известковую воду. Определите массу образовавшегося осадка.
11. 146 г смеси карбоната и гидрокарбоната натрия нагрели до тех пор, пока не прекратилось уменьшение массы. Масса остатка после нагревания составила 137 г. Какова массовая доля карбоната натрия в исходной смеси?

    Ответ: ω (Na_2CO_3) = 0,833.

4. При нагревании 54,2 г смеси нитратов натрия и калия выделилось 6,72 л газа. Рассчитайте массу каждого нитрата в исходной смеси.

   Ответ: m ($NaNO_3$) = 34 (г); m (KNO_3) = 20,2 (г).

11. При обработке 8,3 г хлоридов калия и натрия серной кислотой образовалось 9,8 г их сульфатов. Определите состав исходной и полученной смесей.

   Ответ: m (KCl) = 5,96 г; m (NaCl) = 2,34; m (K_2SO_4) = 6,96 г; m (Na_2SO_4) = 2,84 г.

Задачи по теме: Металлы IIA – группы

1. Смесь, состоящую из 1.97 г карбоната бария и 2.61 г нитрата бария, подвергли термическому разложению. Образующиеся газообразные продукты пропустили через гидроксид кальция. Какова масса выпавшего осадка?

2.Какой объем водорода (21 ºС и 100 кПа) получится при разложении водой 63 г гидрида кальция? Какой объем 2 М раствора соляной кислоты необходим для нейтрализации полученного продукта?

3. После полного термического разложения 3 г смеси нитратов кальция и бария получили 0,7 л оксида азота (IV). Вычислите массовые доли нитратов металлов в смеси. Ответ: ω% [$Ca(NO_3)_2$] = 60,66%; ω% [$Ba(NO_3)_2$] = 39,34%.

12. При растворении 11,5 г смеси алюминия, меди и магния в соляной кислоте выделилось 7 л газа, измеренного при t = 0 °С и p = 0,8 атм. Нерастворившийся осадок переведен в раствор концентрированной азотной кислотой. При этом выделилось 4,48 л (н.у.) газа. Вычислите массу каждого металла в исходной смеси.

Ответ: m (Al) = 2,7 г; m (Cu) = 6,4 г; m (Mg) = 2,4 г.

Задачи по теме: Металлы IIIA – группы. Алюминий

1. Вычислите и проанализируйте значения ΔG^o_{298} процессов взаимодействия Al_2O_3(к) с SO_3(к) и Na_2O(к). Какие свойства – кислотные или основные преобладают у оксида алюминия в указанных реакциях?

2. При сгорании 3,6 г вещества, содержащего углерод, водород и неизвестный металл, получено 3,36 л углекислого газа, 4,05 г воды и 2,55 г твердого остатка. Определите формулу исходного вещества. Приведите уравнения характерных реакций этого соединения. Ответ: $Al(CH_3)_3$.

3. Минерал бирюза содержит: 2,3% H, 14,2% P, 24,8 % Al, 58,7% O и примеси меди, определяющие окраску. Выведите простейшую формулу вещества. Запишите формулу минерала в виде формул возможных его составляющих компонентов (соль, гидроксид, вода). Ответ: $AlPO_4 \cdot Al(OH)_3 \cdot H_2O$.

4. Минерал изумруд содержит: 5 % Be, 10% Al, 31% Si, 54% O и примеси хрома, определяющие зеленую окраску. Выведите простейшую формулу минерала. Запишите формулу минерала в виде формул оксидов. Ответ: $3BeO \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$.

5. При обработке соляной кислотой 9,92 г смеси карбидов кальция и алюминия образовалось 4,48 л смеси метана и ацетилена (н.у.). Определить состав смеси карбидов металлов. Ответ: m (CaC_2) = 1,28 г; m (Al_4C_3) = 8,64 г.

Задачи по теме: Металлы *d*-семейства

1. Смесь хлоридов алюминия и хрома (III) массой 317 г обработали избытком раствора гидроксида калия, а затем избытком хлорной воды. К полученному раствору прилили раствор нитрата бария до полного осаждения 126.5 г желтого осадка. Определите массовую долю хлорида алюминия в исходной смеси.

2. Какой объем 0.25 Н раствора дихромата калия потребуется для окисления иодида калия количеством 0.01 моль? Какую кислоту используют для подкисления?

3. Продуктом окисления щавелевой кислоты является CO_2. Сколько миллилитров раствора щавелевой кислоты, содержащего 7 % $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ (ρ = 1.02), можно окислить в сернокислом растворе при действии 75 мл 0.08 н раствора $KMnO_4$?

4. Некоторые элементы X и У образуют соединения $X_2УO_4$, гдеω% (O) = 39,51% и $X_2У_2O_7$ с ω% (O) = 42,75%. Определите элементы X и У.

Ответ: Na_2CrO_4 и $Na_2Cr_2O_7$.

13. Определите объемы 2 М раствора KOH и 3% - ного раствора H_2O_2 (ρ=1), которые потребуются для реакции с сульфатом хрома (III) массой 200 г.

Задачи по теме: Металлы VIIB – групп

1. Для приготовления 200 мл раствора сульфата железа была взята навеска $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ массой 27.80 г. Какой объем 0.1 Н. раствора перманганата калия потребуется на окисление железа в 50 мл этого раствора?
2. Смесь перманганата калия и мела массой 11,32 г растворили в избытке соляной кислоты. При этом выделилось 3,36 л газообразных веществ. Определите массовые доли компонентов исходной смеси.

   Ответ: ω ($KMnO_4$) = 0,558; ω ($CaCO_3$) = 0,442.

Задачи по теме: Элементы семейства железа

1. После прокаливания 0,15 моль (39,405 г) неизвестной кристаллической соли получено 11,205 г оксида металла, который содержал 21,4% кислорода. В конденсате, образовавшемся при охлаждении паров, выделяющихся в процессе прокаливания соли, в составе жидких веществ обнаружено 17% серы и 6,4% водорода. Определите формулу кристаллической соли. Ответ: $NiSO_4 \cdot 6\ H_2O$.
2. При действии уксусной кислоты на раствор соли $Co(NO_2)_3 \cdot 4NH_3$, в котором не обнаружено ионов кобальта и свободного аммиака, выявлено, что только один нитрит-ион разрушается с выделением оксидов азота. Измерение электрической проводимости показывает, что соль распадается на два иона. Напишите формулу соли. Ответ: $[Co(NO_2)_2(NH_3)_4]NO_2$.

3. При растворении в соляной кислоте 2,79 г смеси порошков цинка и железа выделилось 1,008 л водорода (н.у.). Определить состав взятой смеси.
Ответ: m (Zn) = 1,95 г; m (Fe) = 0,84 г.

4. При восстановлении 4,72 г смеси железа, оксида железа (II) и (III) водородом образовалось 3,92 г железа. Если то же количество смеси обработать избытком раствора сульфата меди, то масса увеличивается до 4,96 г. Определите состав исходной смеси. Ответ: m (Fe) = 1,68 г; m (FeO) = 1,44 г; m (Fe_2O_3) = 1,6 г.

14. Одинаковое ли количество серной кислоты потребуется для растворения 40 г никеля, если в одном случае взять концентрированную кислоту, а в другом – разбавленную? Какая масса серной кислоты пойдет на окисление никеля в каждом случае?

15. Нахождение металлов триада железа в природе. Способы получения Fe, Co, Ni в промышленности.

16. Практическое применение металлов и их сплавов.

17. Биологическая роль железа.

Задачи по теме: Медь, серебро и их соединения

1. При взаимодействии 10 г амальгамы натрия с водой получен раствор щелочи. Для нейтрализации этого раствора потребовалось 50 мл 0.5 Н раствора кислоты. Определить процентное содержание натрия (по массе) в амальгаме.

2. 25 мл раствора $CuCl_2$ выделили из раствора KI0.3173 г иода. Какова молярность раствора $CuCl_2$?

3. Сплав алюминия и меди обработали избытком раствора щелочи. При этом выделилось 5.6 л газа. Нерастворившийся осадок отфильтровали, промыли и растворили в азотной кислоте. Раствор выпарили досуха, осадок прокалили. Масса полученного продукта составила 1.875 г. Какова массовая доля меди в сплаве?

4. Какой объем 8 %- ного раствора азотной кислоты (ρ=1.04 г/мл) потребуется для растворения 24 г меди? Какой объем газа при этом выделится?

5. Из навески латуни массой 1,6645 г при анализе получено 1.3466 г$Cu(SCN)_2$ и 0.0840 гSnO_2. Вычислите массовую долю меди, олова и цинка в анализируемой пробе. Ответ: 28.77% (Cu), 3.98% (Sn), 67.25% (Zn).

ПРИМЕРЫ ТЕСТОВЫХ ЗАДАНИЙ

ТЕСТ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ №1

Инструкция для студента

Тест содержит 25 заданий, из лих 15 заданий - часть А, 5 заданий - часть В, 5 заданий — часть С. На его выполнение отводится 90 минут. Если задание не удается выполнить сразу, перейдите к следующему. Если остается время, вернитесь к пропущенным заданиям.

Часть *А*

К каждому заданию части А даны несколько ответов, из которых только один верный. Выполнив задание, выберите верный ответ и укажите в бланке ответов.

А1. Какова массовая доля кислорода в сульфате натрия?

1.38% 2.45% 3.32,4% 4.36,8% 5.52%

А2. Рассчитайте количество газообразного вещества, объем которого составляет 3,36 л при н.у.

1.0,2 моль 2.0,15 кг 3. 0,2 г 4. 0,15 моль 5. 1.18 моль

А3. Какая из предложенных формул соответствует строению атома As?:

1. $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^3$ 2. $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^3$

3. $1s^22s^22p^63s^23p^64s^24p^65s^25p^5$ 4. $1s^22s^22p^63s^23p^63d^84s^24d^5$

А4. Вкакомизсоединенийнетионнойсвязи?

1. H_3BO_3 2. K_2SO_4 3. $K_3[Fe(CN)_6]$ 4. NaOH 5. NH_4CI

А5. Какая химическая формула отвечает названию комплексного соединения тринитротриамминкобальт(III)?
1. $Na_3[Co(NO_2)_6]$ 2. $[Co(NH_3)_4(NO_2)_2]$ 3. $[Co(NH_3)_3(NO_2)_3]$
4. $Co(NO_3)_3 \cdot 3NH_3$ 5. $[Co(NH_2)_3(ONO_2)_3]$

А6. Сколько электронов принимает перманганат-ион при восстановлении в нейтральной среде?
1. 2 2. 4 3. 5 4. 3 5. 8

А7. Какая группа ионов проявляет только окислительные свойства?
1. CO_3^{2-}; $Cr_2O_7^{2-}$; Na^+ 2. VO^+; MnO_4^-; Fe^{2+} 3. FeO_4^{2-}; MnO_4^-; NO_3^-
4. Cu^{2+}; NO_2^-; NH_4^+ 5. $Cr_2O_7^{2-}$; Ca^{2+}; SO_3^{2-}

А8. Совместное присутствие, каких ионов в растворе невозможно?
1. Na^+; Fe^{2+}; Cl^-; SO_4^{2-} 2. Ca^{2+}: Fe^{3+}; NO_3^-; Cl^- 3. $A1^{3+}$; K^+; I^-; OH^-
4. Ba^{2+}; Cr^{3+}; NO_3^-; Cl^- 5. Ba^{2+}; K^+; SO_4^{2-}; Cl^-

А9. При растворении каких веществ образуется только кислая среда?
1. HCl; Na_2CO_3; $AlCl_3$; KNO_3 2. KCl; $Cu(NO_3)_2$; NH_4Cl; $FeSO_4$
3. $CuCl_2$; Cl_2; NH_4Cl; CO_2; 4. $NaNO_3$; $CaCl_2$; $Ba(NO_3)_2$; $CrCl_3$

А10. Раствор имеет значение pH = 8. Какова концентрация ионов водорода?
1. 0,8 2.8. 10^{-14} 3. 10^{-6} 4. 10^{8} 5. 10^{-8}

А11. Каковы степени окисления хлора в продуктах диспропорционирования его в горячей щелочи?
1. -1;+7 2. -2; +6 3. -1;+5 4. 0; +5; 5. -1;+1

А12. Какие возможны продукты реакции металлов с азотной кислотой?
1. нитраты, вода, водород 2. соли аммония, оксиды азота, вода
3. оксиды металла, водород, вода 4. нитраты, соли аммония, вода
5. нитраты; нитриты, вода

А13. Какая триада элементов относится к щелочноземельным?
1. бериллий, кальций, барий 2. кальций, калий, стронций
3. магний, кальций, стронций 4. бериллий, магний, кальций
5.кальций, стронций, барий

А14. Какие элементы проявляют в соединениях степень окисления +2?
1. Mg; Cr; S; Al 2. Cu; Fe; N; Na 3. Cu; Cr; Co; Ni
4. Ca; B; Ni; Fe 5. Ag; Cr; Li; Pt

А15. У элементов, какого периода начинается заполнение f-подуровня?
1.4 2. 6 3. 5 4. 3 5.7

Часть *В*

Будьте внимательны! Задания части В могут быть 3-х типов:
1) задания, содержащие несколько верных ответов;
2) задание на установление соответствия;
3) задание, в котором ответ должен быть в виде числа, слова, символа.

В1. Установите соответствие названия и краткой электронной формулы металла. Ответ представьте цифрой с буквой.
1. Золото 2. Серебро 3. Медь
а) $...3d^94s^1$ б) $...3d^{10}4s^1$ в) $…4d^{10}5s^1$
г) $...5s^2\ 5p^4$ д)$...5d^{10}6s^1$

В2. Установите соответствие формулы и названия соли. Ответ представьте цифрой с буквой.
1. Фосфат калия 2. Нитрат лития 3. Арсенат калия
4. Сульфид калия 5. Силикат натрия 6. Тиосульфат натрия
а) NaF; б) K_2S; в) $Na_2S_2O_3$; г) $LiNO_3$

д) K_3AsO_4 е) Na_2SiO_3; ж) K_3PO_4

В3. Найдите среди перечисленных свойств те, которые характерны для бора:

а) мягок; б) тверже меди, но мягче чугуна;

в) по твердости близок к алмазу; г) легкоплавок;

д) красно-черный; е) кристаллический ж) полупроводник;

з) хорошо проводит электрический ток; и) аморфный

В4. Дополните фразу:

«Монооксид железа является , а триоксид железа проявляет свойства, т.е. с ростом степени окисления основные свойства оксидов железа ……. , а кислотные ……»

В5. Рассчитайте объем угарного газа(н.у.), который можно получить из 1,2 кг угля, содержащего 10% примесей при 100% выходе.

а) 2100 л; б) 2,016 $м^3$ в) 2016 л; г) 2,12 м

Часть *С*

Ответы к заданиям части С формулируете в свободной краткой форме и записывается в бланк ответов.

С1. При разложении 25,2 г вещества образовалось 15,2 г оксида хрома, 2,8 г азота и 7,2 г воды. Установите формулу вещества.

С2. Пользуясь методом МО определите порядок связи в монооксиде азота. Составьте символическую формулу молекулы.

С3. Запишите молекулярное и ионное уравнения реакции, происходящей при сливании растворов сульфита натрия и нитрата меди (П).

С4. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции взаимодействия сульфида мышьяка (Ш) с азотной кислотой.

С5. Рассчитайте массу медного купороса, необходимого для приготовления 4 литров0,5 М раствора. Какова массовая доля этого раствора, если плотность его равна 1,28 г/мл.

ТЕМЫ РЕФЕРАТОВ

1. Актиноиды
2. Благородные газы
3. Ван-дер-Ваальсовы взаимодействия
4. Водород – топливо будущего
5. Водородная связь
6. Инертные газы
7. Комплексные соединения
8. Клатраты
9. Кристаллическое состояние вещества
10. Ксенон и его соединения
11. Лантаноиды
12. Неорганические и органические соединения висмута
13. Неорганические и органические соединения сурьмы
14. Радиоактивный распад веществ
15. Редкоземельные элементы
16. Трансурановые элементы
17. Биогенные элементы
18. Парниковый эффект
19. Кислотные дожди
20. Фосфорорганические соединения

ПРИМЕРНЫЙ ПЕРЕЧЕНЬ ВОПРОСОВ К ЭКЗАМЕНУ

1. Водород.Строение атома водорода. Положение водорода в периодической системе химических элементов. Изотопы водорода. Строение молекулы водорода. Физические и химические свойства водорода. Соединения водорода с металлами и неметаллами, их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.

2. Галогены**.** Общая характеристика атомов элементов и простых веществ. Взаимодействия галогенов с водородом. Галогеноводороды. Получение, свойства и применение.

3. Галогеноводородные кислоты, их соли. Сравнительная характеристика силы галогеноводородных кислот и восстановительных свойств их анионов. Направленность реакций между галогенами и веществами, содержащими галогенид-ионы.

4. Фтор. Распространение фтора в природе, способы получения. Физические и химические свойства фтора. Соединения фтора с металлами и неметаллами. Фтороводород, получение и свойства. Фтороводородная кислота, фториды. Фторид кислорода. Применение фтора и его соединений.

5. Хлор. Нахождение в природе, изотопы. Получение хлора, его физические и химические свойства. Применение хлора и его соединений. Охрана окружающей среды от загрязнения хлором.

6. Хлороводород, соляная кислота: промышленные и лабораторные способы получения. Соединения хлора с металлами, физические и химические свойства соединений, применение. Взаимодействие хлора с водой, щелочами и другими сложными веществами.

7. Кислородные соединения хлора: оксиды, соли. Гипохлориты, белильная известь. Хлориты, хлораты, перхлораты.

8. Хлорноватистая, хлорноватая, хлористая и хлорная кислоты. Сравнение силы, прочности и окислительных свойств оксокислот хлора, стереохимия их анионов.

9. Бром. Йод. Распространение в природе, получение в лаборатории и в промышленности. Физические и химические свойства брома и йода. Сравнительная характеристика оксокислот галогенов с одинаковыми степенями окисления кислотообразующих элементов.

10. Кислород. Изотопы кислорода. Строение молекулы кислорода, его парамагнетизм. Физические и химические свойства кислорода. Роль кислорода в природе. Аллотропия кислорода. Озон. Химические свойства озона, его получение, образование в природе.

11. Азотная кислота. Электронное строение и геометрия молекулы. Химические свойства азотной кислоты: взаимодействие с металлами и неметаллами концентрированной и разбавленной азотной кислоты. Нитраты. Термическое разложение нитратов.

12. Водородные соединения кислорода. Вода и пероксид водорода, состав и электронное строение их молекул. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода. Пероксиды металлов, их получение, свойства и применение.

13. Сера. Сера в природе. Аллотропия серы. Физические и химические свойства серы. Сероводород, его строение, физические и химические свойства, физиологическое действие сероводорода, его ПДК. Сероводородная кислота и сульфиды, их восстановительные свойства. Гидролиз сульфидов.

14. Селен и теллур. Распространение в природе и их получение. Аллотропия селена и теллура. Физические и химические свойства. Соединения с водородом и металлами. Характеристические соединения : ди- и триоксиды селена и теллура, селен- и теллурсодержащие кислоты, их соли.

15. Оксид серы (IV): его физические и химические свойства, лабораторные и промышленные способы получения. Физиологическое действие и ПДК. Химические свойства сернистой кислоты и сульфитов. Тиосерная кислота и тиосульфаты, их применение и свойства.

16. Оксид серы (VI), его физические и химические свойства. Серная кислота. Свойства концентрированной и разбавленной серной кислоты. Соли серной кислоты, их нахождение в природе, свойства и применение.

17. Азот. Азот в природе. Строение молекулы азота и причины ее устойчивости. Физические и химические свойства азота. Нитриды металлов. Азотистоводородная кислота и азиды.

18. Аммиак. Электронное строение и геометрия молекулы. Физические и химические свойства аммиака. Соли аммония, их структура и свойства. Гидразин. Гидроксиламин. Строение молекул и окислительно-восстановительное свойства водородных соединений азота.

19. Кислородные соединения азота. Оксиды азота: строение молекул, устойчивость, получение и свойства. Азотистая кислота, нитриты.

20. Распространение в природе, получение и полиморфизм мышьяка. Физические и химические свойства. Арсин, геометрия молекулы и химические свойства. Оксиды мышьяка, его кислородные кислоты и соли. Сравнение свойств мышьяка и его соединений с аналогами фосфора и азота.

21. Фосфор.Важнейшие природные соединения фосфора, получение. Аллотропия фосфора. Физические и химические свойства фосфора. Бинарные соединения с металлами и неметаллами. Сравнение геометрии молекул и свойств фосфина и аммиака.

22. Кислородные соединения фосфора. Оксиды фосфора. Оксофосфорные кислоты. Соли ортофосфорной кислоты, их практическое применение. Биологическая роль фосфора, фосфорные удобрения.

23. Углерод.Углерод в природе. Аллотропия углерода: алмаз, графит, карбин. Характер гибридизации атомных орбиталей углерода в аллотропных формах. Химические свойства углерода. Практическое использование восстановительных свойств углерода. Водородные соединения углерода. Углерод в органических соединениях. Карбиды металлов, их общая характеристика.

24. Кислородные соединения углерода. Оксид углерода (II), строение, физические и химические свойства. Оксид углерода (IV), строение его молекулы, физические и химические свойства. Промышленные и лабораторные способы получения.

25. Угольная кислота. Карбонаты и гидрокарбонаты, растворимость, гидролиз, термическая устойчивость.

26. Кремний и его соединения. Промышленные и лабораторные способы получения кремния и его применение. Водородные соединения кремния, их отличие от углеводородов. Силициды металлов. Диоксид кремния. Кремниевые кислоты. Силикаты.

27. Основные виды руд, их обогащение. Важнейшие методы получения металлов из руд.

28. Возможности получения металлов электролизом растворов и расплавов.

29. Общие химические свойства металлов. Электрохимический механизм взаимодействия металлов с водой и водными растворами электролитов.

30. Общая характеристика атомов элементов главной подгруппы I группы. Физические и химические свойства щелочных металлов. Способы получения щелочных металлов. Правила хранения и техника безопасности при работе со щелочными металлами.

31. Важнейшие бинарные соединения щелочных металлов: гидриды, оксиды, пероксиды, галогениды, сульфиды. Их взаимодействие с водой. Гидроксиды. Меры предосторожности при работе со щелочами. Соли щелочных металлов. Физические и химические свойства. Гидролиз солей.

32. Медь. Физические и химические свойства меди. Нахождение в природе и способы получения. Важнейшие соединения меди: оксиды, гидроксиды, соли. Комплексные соединения меди. Окислительно-восстановительные свойства соединений меди.

33. Серебро. Физические и химические свойства серебра. Важнейшие соединения серебра: оксиды, гидроксиды, соли. Комплексные соединения серебра. Окислительно-восстановительные свойства соединений серебра.

34. Общая характеристика атомов элементов главной подгруппы II группы. История открытия элементов главной подгруппы II группы. Распространенность в земной коре, изотопный состав, важнейшие природные соединения. Физические и химические свойства простых веществ. Поведение металлов в реальных атмосферных условиях. Правила хранения щелочноземельных металлов, меры предосторожности при работе с ними.

35. Важнейшие бинарные соединения щелочноземельных металлов; гидриды, оксиды, пероксиды, галогениды, сульфиды. Их взаимодействие с водой.

36. Гидроксиды металлов II группы главной подгруппы. Негашеная и гашеная известь. Свойства, получение и применение. Жесткость воды и способы её устранения.

37. Цинк. Нахождение в природе. Физические и химические свойства. Способы получения и применение в технике. Соединения цинка: оксиды, гидроксиды, соли.

38. Кадмий. Нахождение в природе. Физические и химические свойства. Способы получения и применение в технике. Соединения кадмия: оксиды, гидроксиды, соли.

39. Ртуть. Нахождение в природе. Физические и химические свойства. Способы получения и применение в технике и других областях. Соединения ртути : оксиды, гидроксиды, соли. Техника безопасности при работе с ртутью и её соединениями.

40. Алюминий. История открытия. Распространенность в земной коре, важнейшие природные соединения. Физические и химические свойства алюминия, его получение. Применение алюминия и его сплавов. Оксид алюминия, физические и химические свойства. Алюминотермия.

41. Гидроксид алюминия, химические свойства. Соли алюминия. Гидролиз солей. Химические свойства и применение. Гидроксоалюминаты.

42. Галлий, индий, таллий. Физические и химические свойства простых веществ, их практическое применение. Важнейшие соединения : оксиды, гидроксиды, соли.

43. Общая характеристика атомов элементов побочной подгруппы III группы. Физические и химические свойства простых веществ. История открытия и нахождение элементов в природе. Оксиды, гидроксиды и соли элементов побочной подгруппы III группы. Сравнение свойств элементов главной и побочной подгрупп III группы.

44. Олово, аллотропные формы. Физические и химические свойства. Оксиды и гидроксиды, их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. α- и β-оловянные кислоты. Восстановительные свойства соединений олова (II). Применение и получение олова.

45. Свинец и его соединения. Получение, физические и химические свойства. Аллотропия свинца и его соединений.

46. Общая характеристика атомов элементов побочной подгруппы IV группы. Физические и химические свойств простых веществ, их использование. Химизм их получения из природных соединений. Применение титана, циркония, гафния и их соединений.

47. Оксиды, гидроксиды и соли элементов побочной подгруппы IV группы. Применение этих соединений. Сравнение свойств элементов главной и побочной подгрупп.

48. Сурьма, висмут. Сравнение физических и химических свойств сурьмы и висмута. Оксиды, гидроксиды и галогениды сурьмы и висмута. Гидролиз солей сурьмы и висмута. Сравнение окислительно-восстановительных свойств соединений сурьмы и висмута.

ПРИМЕРНЫЙ ПЕРЕЧЕНЬ ВОПРОСОВ К ЗАЧЕТУ

1. Ванадий, ниобий, тантал. Общая характеристика атомов элементов, физических и химических свойств простых веществ. Способы их получения. Оксиды, гидроксиды, соли элементов побочной подгруппы V группы. Сравнение свойств элементов главной и побочной подгрупп V группы.

2. Хром. Строение атома. Возможные степени окисления. Природные соединения хрома. Получение и применение хрома и феррохрома.

3. Оксид, гидроксид и соли хрома (II). Получение, физические и химические свойства.

4. Оксид, гидроксид и соли хрома (III). Получение, физические и химические свойства. Гидроксо- и оксохроматы. Комплексные соединения хрома (III). Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома (III).

5. Зависимость кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов хрома от величины условных зарядов и радиусов соответствующих ионов.

6. Хромовые кислоты, их свойства. Хроматы и дихроматы, условия их существования. Соединения хрома (VI) как окислителя. Хромовая смесь.

7. Молибден и вольфрам. Получение из природных соединений. Оксиды и гидроксиды молибдена и вольфрама. Молибденовая и вольфрамовая кислоты и их соли.

8. Марганец. Получение и применение марганца. Сплавы марганца. Зависимость свойств оксидов и гидроксидов от степени окисления марганца.

9. Соединения марганца высших степеней окисления. Марганцевая и марганцовистая кислота. Манганаты и перманганаты. Зависимость окислительных свойств перманганатов от pH среды.

10. Железо. Соединения железа. Сравнение свойств соединений железа II и III. Комплексные соединения железа.

11. Кобальт. Важнейшие соединения кобальта. Сравнение свойств соединений кобальта II и III. Комплексные соединения кобальта.

12. Никель. Важнейшие соединения никеля. Сравнение свойств соединений никеля II и III. Комплексные соединения никеля.

7 ПЕРЕЧЕНЬ ИНФОРМАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ, ИСПОЛЬЗУЕМЫХ В ПРОЦЕССЕ ОБУЧЕНИЯ

Информационные технологии – обучение в электронной образовательной среде с целью расширения доступа к образовательным ресурсам, увеличения контактного взаимодействия с преподавателем, построения индивидуальных траекторий подготовки, объективного контроля и мониторинга знаний студентов.

В образовательном процессе по дисциплине используются следующие информационные технологии, являющиеся компонентами Электронной информационно-образовательной среды БГПУ:

- Система электронного обучения ФГБОУ ВО «БГПУ»;
- Система тестирования на основе единого портала «Интернет-тестирования в сфере образования www.i-exam.ru»;
- Электронные библиотечные системы;
- Мультимедийное сопровождение лекций и практических занятий.

8 ОСОБЕННОСТИ ИЗУЧЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ ИНВАЛИДАМИ И ЛИЦАМИ С ОГРАНИЧЕННЫМИ ВОЗМОЖНОСТЯМИ ЗДОРОВЬЯ

При обучении лиц с ограниченными возможностями здоровья применяются адаптивные образовательные технологии в соответствии с условиями, изложенными в разделе «Особенности реализации образовательной программы для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья» основной образовательной программы (использование специальных учебных пособий и дидактических материалов, специальных технических средств обучения коллективного и индивидуального пользования, предоставление услуг ассистента (помощника), оказывающего обучающимся необходимую техническую помощь и т. п.) с учётом индивидуальных особенностей обучающихся.

9 СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ И ИНФОРМАЦИОННЫХ РЕСУРСОВ

9.1 Литература

Основная литература

1. Глинка, Н.Л. Общая химия: учеб.пособие для вузов / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермако-ва. – 30-е изд., испр. – М. : Интеграл-Пресс, 2007 – 727 с. (21 экз.)

2. Угай, Я.А. Общая и неорганическая химия: учебник для студ. вузов, обучающихся по направлению и спец. «Химия» / Я.А. Угай. – 4-е изд., стер. – М. : Высш. шк., 2009. – 527 с. (18 экз.)

Дополнительная литература

1. Артеменко, А.И. Справочное руководство по химии / А.И. Артеменко, И.В. Тикунова, В.А. Малеванный. – 2-е изд., перераб. и доп. – М. : Высш. шк., 2003. – 366 с. (27 экз.)

2. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии : учеб.пособие для студ. Вузов / Н. Л. Глинка ; под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. – стер. Изд. – М. : Интеграл-Пресс, 2011. – 240 с. (16 экз.)

3. Ерыгин, Д.П. Методика решения задач по химии: учеб. пособие для студ. пед. интов по биол. и хим. спец. / Д.П. Ерыгин, Е.А. Шишкин. – М. : Просвещение, 1989. – 173 с. (15 экз.)

6. Кнотько, А.В. Химия твердого тела: учеб. пособие для студ., обучающихся по спец. «Химия» / А.В. Кнотько, И.А. Пресняков, Ю.Д. Третьяков. – М. : Академия, 2006. – 301 с. (19 экз.)

7. Координационная химия: учеб. пособие для студ. вузов / В.В. Скопенко [и др.]. – М. : Академкнига, 2007. – 487 с. (10 экз.)

8. Коровин, Н.В. Общая химия: учебник для студ. вузов / Н.В. Коровин. – 10-е изд., перераб. – М. : Высш. шк., 2008. – 556 с. (5 экз.)

9. Лидин, Р.А. Неорганическая химия в реакциях: справочник / Р.А. Лидин, В.А. Молочко, Л.Л. Андреева. – 2-е изд., перераб., доп. – М. : Дрофа, 2007. – 637 с. (5 экз.)

10. Неорганическая химия В 3 т.: учебник для студ. вузов / Ю.Д. Третьяков – М. : Академия, 2007. – (Высшее профессиональное образование). (Т.1 – 20 экз., Т.2 – 20 экз., Т.3 – 28 экз.)

11. Фролов, В.И. Практикум по общей и неорганической химии: учеб. пособие для студ. вузов, обучающихся по направлению «Металлургия», «Химическая технология и биотехнология» / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымова ; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова. – 2-е изд., перераб., доп. – М. : Дрофа, 2002. – 301 с. (30 экз.)

12. Хаускрофт, К. Современный курс общей химии. В 2 т. / К. Хаускрофт, Э. Констебл ; под ред. В.П. Зломанова ; пер. с англ. – М. : Мир, 2002. – (Лучший зарубежный учебник). (Т.1 – 13 экз., Т.2 – 13 экз.)

9.2 Базы данных и информационно-справочные системы

1. Сайт о химии http://www.xumuk.ru/
2. Каталог образовательных интернет-ресурсов http://www.edu.ru
3. Электронная библиотека по химии http://www.chem.msu.su/rus/elibrary/
4. Портал научной электронной библиотеки http://elibrary.ru/defaultx.asp

9.3 Электронно-библиотечные ресурсы

1. Полпред (обзор СМИ). - Режим доступа: https://polpred.com/news
2. ЭБС «Юрайт» https://urait.ru.

10 МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ БАЗА

Для проведения занятий лекционного и семинарского типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации используются аудитории, оснащённые учебной мебелью, аудиторной доской, компьютером(рами) с установленным лицензионным специализированным программным обеспечением, коммутатором для выхода в электронно-библиотечную систему и электронную информационно-образовательную среду БГПУ, мультимедийными проекторами, экспозиционными экранами, учебно-наглядными пособиями (таблицы, мультимедийные презентации). Для проведения практических занятий также используется: **Лаборатория неорганической химии**, оснащенная следующим оборудованием:

- Комплект аудиторной мебели
- Аудиторная доска (1 шт.)

- Компьютер с установленным лицензионным специализированным программным обеспечением (2 шт.)
- Принтер (1 шт.)
- Мультимедийный проектор (1 шт.)
- Экспозиционный экран (навесной) (1 шт.)
- Сушильный шкаф
- Весы ЕК-410 (технические)
- Химическая посуда
- Штативы для пробирок, нагревательные приборы, лабораторная посуда
- Химические реактивы по тематике лабораторных работ
- Учебно-наглядные пособия - слайды, таблицы, мультимедийные презентации по дисциплине «Неорганическая химия» ,

а также Ауд. 118 «А» **Лаборатория естественнонаучной направленности педагогического технопарка «Кванториум» им. С.В. Ланкина**, которая оснащена следующим оборудованием:

- Комплект аудиторной мебели
- Доска 1-элементная меловая магнитная
- Стол пристенный химический (3 шт.)
- Ноутбук (4 шт.)
- МФУ принтер
- Аппарат Киппа (2 шт.)
- Стерилизатор для лабораторной посуды воздушный (1 шт.)
- Лабораторное оборудование по химии (6 шт.)
- Магнитная мешалка (1 шт.)
- Цифровая лаборатория по химии «Releon» (6 шт.)
- Цифровая лаборатория по физике «Releon» (6 шт.)
- Цифровая лаборатория по биологии «Releon» (6 шт.)
- Учебно-исследовательская лаборатория биосигналов и нейротехнологий (6 шт.)
- Учебная лаборатория точных измерений (6 шт.)
- Микроскоп учебный «Эврика» (6 шт.)

Самостоятельная работа студентов организуется в аудиториях оснащенных компьютерной техникой с выходом в электронную информационно-образовательную среду вуза, в специализированных лабораториях по дисциплине, а также в залах доступа в локальную сеть БГПУ, в лаборатории психолого-педагогических исследований и др.

Используемое программное обеспечение: Microsoft®WINEDUperDVC AllLng Upgrade/SoftwareAssurancePack Academic OLV 1License LevelE Platform 1Year; Microsoft®OfficeProPlusEducation AllLng License/SoftwareAssurancePack Academic OLV 1License LevelE Platform 1Year; Dr.Web Security Suite; Java Runtime Environment; Calculate Linux.

Разработчик: Егорова И.В., доктор химических наук, профессор кафедры химии.

11 ЛИСТ ИЗМЕНЕНИЙ И ДОПОЛНЕНИЙ

Утверждение изменений и дополнений в РПД для реализации в 2023/2024 уч. г.

РПД обсуждена и одобрена для реализации в 2023/2024 уч. г. на заседании кафедры химии (протокол №__ от _____.2023 г.). В РПД внесены следующие изменения и дополнения:

№ изменения: № страницы с изменением:	
Исключить:	Включить: