



МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования
«Дальневосточный федеральный университет»
(ДВФУ)

ШКОЛА ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК ДВФУ

Согласовано

«УТВЕРЖДАЮ»

Школа естественных наук ДВФУ

Руководитель ОП

Ю.А. Галышева
(подпись) (Ф.И.О. рук. ОП)
« 28 » июня 2016 г.



Заведующий кафедрой общей,
неорганической и элементоорганической
химии ДВФУ

А.А. Капустина
(подпись) (Ф.И.О. зав. каф.)
« 15 » сентября 2016 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ
Неорганическая химия

Направление подготовки 05.03.06 Экология и природопользование
Форма подготовки очная

курс 1 семестр 1
лекции 18 часов
лабораторные работы 54 час.
в том числе с использованием МАО 24.
всего часов аудиторной нагрузки 72 час.
в том числе с использованием МАО _____.
самостоятельная работа 9 час.
в том числе на подготовку к экзамену 27 час.
контрольные работы (количество)
курсовая работа / курсовой проект _____ семестр
экзамен 1 семестр

Рабочая программа составлена в соответствии с требованиями Образовательного стандарта, самостоятельно установленного ДВФУ, утвержденного приказом ректора ДВФУ № 235 от 18.02.2016 г.

Рабочая программа обсуждена на заседании кафедры общей, неорганической и элементоорганической химии ШЕН протокол № 2 от 15 сентября 2016 г.

Заведующая кафедрой

Общей, неорганической и элементоорганической химии ШЕН к.х.н., доцент Капустина А.А.
Составители: к.х.н., доцент В.В. Грибова, к.х.н., доцент И.Г. Хальченко

ABSTRACT

Bachelor's degree in 03.05.06 Ecology and nature management

Study profile: Ecology

Course title: inorganic chemistry

Basic (variable) part of Block B.1 math and science cycle, 3 credits

Instructor: V.V. Gribova, I.G. Khalchenko

At the beginning of the course a student should be able to: for an understanding of the basic knowledge of chemistry course used subjects "Higher Mathematics", "Physics".

Learning outcomes: possession of basic knowledge of the fundamental areas of physics, chemistry and biology in the amount necessary for the development of physical, chemical and biological bases in ecology and nature management; possession of methods of chemical analysis, knowledge of modern dynamic processes in nature and the technosphere, the state of the Earth's geospheres, ecology and evolution of the biosphere, global environmental problems, methods of selection and analysis of geological and biological samples, as well as the skills of identifying and describing biological diversity, its assessment modern methods of quantitative information processing (GPC -2).

Course description: working curriculum discipline; lecture notes; materials for practical exercises; materials for students' independent work; KIP materials; a list of references.

Main course literature:

1. Korovin, N. General chemistry: textbook for high schools to technical fields and professions. M.: Higher School, 2009. - 557 p.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:294074&theme=FEFU>

2. Greenwood, N. Chemical elements: 2: TM Binom. Knowledge Lab, 2008.- 670 p.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:274601&theme=FEFU>

3. Akhmetov, N.S. General and inorganic chemistry: textbook for high schools. M.: Higher School, 2008.- 743 p.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:351780&theme=FEFU>

4. Glinka, N.L. General Chemistry: Textbook / N.L. Glinka. - Ed. sr. - M.: KNORUS, 2013. - 749 p.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:694378&theme=FEFU>

5. Gorshkov, V.I. Fundamentals of Physical Chemistry / V.I. Gorshkov, V.V. Kuznetsov. - M.: Binom. Knowledge Laboratory, 2011. - 407 p.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:668096&theme=FEFU>

6. Press, I.A. Fundamentals of General Chemistry / I.A. Press. - Ed. Lan, 2012. - 496 p.

http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=4035

7. Gel'fman, M.I. Inorganic chemistry / Gel'fman M.I., Yustratov V.P. - Ed. Lan, 2009. - 528 p.

http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=4032

8. Ivanov, V.G. Inorganic Chemistry. Short course / V.G. Ivanov, O.N. Geva. - M.: Course: SIC INFRA-M, 2014. - 256 p.

<http://znanium.com/catalog.php?bookinfo=458932>

Form of final knowledge control: exam (27 hours).

АННОТАЦИЯ

Рабочая программа учебной дисциплины «Неорганическая химия» составлена в соответствии с требованиями Образовательного стандарта, самостоятельно установленного ДВФУ, утвержденного приказом ректора ДВФУ № 235 от 18.02.2016 г.

Изучаемая дисциплина формирует основные знания студента в области неорганической химии. Неорганическая химия является одной из фундаментальных дисциплин при подготовке бакалавров по направлению «Экология и природопользование».

С курсом «Неорганическая химия» сопряжены дисциплины «Математика» и «Физика», формируя существенный вклад в естественнонаучный базис программы обучения. Знания по курсу «Неорганическая химия» используются в других дисциплинах («Органическая химия», «Аналитическая химия», «Экологический практикум по оценке качества среды»), научно-исследовательской работе, при выполнении квалификационной работы.

Курс «Неорганическая химия» (Б1.Б.13) является дисциплиной раздела Б.1 (Дисциплины (Модули)). Общая трудоемкость освоения дисциплины составляет 3 зачетные единицы, 108 ч. Учебным планом предусмотрены лекционные занятия (18 ч.), лабораторные работы (54 ч.), самостоятельная работа (9 ч.), экзамен (27 ч.). Дисциплина реализуется в 1 семестре 1 курса бакалавриата.

Теоретический материал разбит на 2 модуля. Теоретические знания закрепляются на лабораторных занятиях.

Основные знания, приобретаемые студентами при изучении данной дисциплины, заключаются в углубленном изучении атомно-молекулярной теории, строения атома, химической связи, энергетики химических процессов, кинетики, химического равновесия, теории растворов, окислительно-восстановительных процессов, химии элементов и их соединений

(промышленные и лабораторные способы получения, основные физические и химические свойства, применение).

В результате изучения дисциплины студент должен уметь: описать свойства данного элемента и его соединений на основании положения атома в периодической таблице Д.И. Менделеева; охарактеризовать направление химической реакции, обратимость и смещение химического равновесия; проводить соответствующие расчеты и готовить растворы заданной концентрации, рассчитывать рН растворов солей, оснований, кислот; описывать уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций; теоретически рассчитать и экспериментально определить молекулярную эквивалентную массу простого и сложного вещества; обобщать экспериментальные данные, работать самостоятельно с учебной и справочной литературой.

Цель учебной дисциплины направлена на формирование высокого уровня знаний о строении вещества, общих закономерностях химических процессов и химии элементов и их соединений (промышленные и лабораторные способы получения, основные физические и химические свойства, применение).

Задачи:

1. Уметь на основании положения атома в периодической таблице Д.И. Менделеева описывать свойства элемента и его соединений.
2. Изучить закономерности и направление протекания химической реакции, обратимость и смещение химического равновесия.
3. Уметь проводить соответствующие расчеты и готовить растворы заданной концентрации, рассчитывать рН растворов солей, оснований, кислот.
4. Уметь описывать уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций.
5. Изучить теоретические и экспериментальные методы определения мольной массы эквивалента простого и сложного вещества.

6. Изучить способы обобщения экспериментальных данных, уметь работать самостоятельно с учебной и справочной литературой.

Интерактивные формы обучения составляют 24 часа.

Для успешного изучения дисциплины «Неорганическая химия» у обучающихся должны быть сформированы следующие предварительные компетенции:

- Знание основных разделов физики, высшей математики.
- Умение применять знания, полученные при изучении основных разделов физики и математики к объяснению фактов и решению расчетных задач.

В результате изучения данной дисциплины у обучающихся формируется следующие **общепрофессиональные компетенции (ОПК-2)**:

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции	
<p>владение базовыми знаниями фундаментальных разделов химии в объеме, необходимом для освоения химических и основ в экологии и природопользования; владением методами химического анализа, владением знаниями о современных динамических процессах в природе и техносфере, о состоянии геосфер Земли, экологии и эволюции биосферы, глобальных экологических проблемах, методами отбора и анализа геологических и биологических проб, а также навыками идентификации и описания биологического разнообразия, его оценки современными методами количественной обработки информации (ОПК-2).</p>	Знает	<ul style="list-style-type: none"> - закономерности и направление протекания химической реакции, обратимость и смещение химического равновесия. - теоретические и экспериментальные методы определения молярной массы эквивалента простого и сложного вещества. - промышленные и лабораторные способы получения, основные физические и химические свойства, применение химических элементов и их соединений.
	Умеет	<ul style="list-style-type: none"> - на основании положения атома в периодической таблице Д.И. Менделеева описывать свойства элемента и его соединений; - проводить соответствующие расчеты и готовить растворы заданной концентрации, рассчитывать pH растворов солей, оснований, кислот; - описывать уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций.
	Владеет	<ul style="list-style-type: none"> - навыками самостоятельной работы с учебной и справочной литературой; - навыками проведения химического эксперимента; - способами обобщения экспериментальных данных.

I. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА

МОДУЛЬ 1. Общая химия (14 часов).

Раздел 1. Предмет изучения химии. Строение вещества. Общие закономерности химических процессов (6 ч).

Тема 1. Предмет изучения химии. Идентификация и классификация веществ. Основные законы и понятия химии (2 часа).

Простые и сложные вещества. Чистые вещества и смеси. Идентификация веществ. Классификация веществ. Основные классы неорганических соединений. Основные понятия химии. Основные законы химии. Гравиметрические и газовые законы. Взаимосвязь массы и энергии.

Тема 2. Квантово-механическая теория строения атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева (1 час).

Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Уравнение Луи Де-Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Квантовые числа. Понятие об электроотрицательности, энергии ионизации и энергии сродства к электрону. Реакционная способность веществ.

Тема 4. Химическая связь. Взаимодействия между молекулами (1 час).

Типы химической связи. Полярная и неполярная связь. Метод валентных связей. Ионная связь. Понятие об электроотрицательности, энергии ионизации и сродства к электрону. Донорно-акцепторная связь, механизм ее образования. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь, механизм образования. Понятие о металлической связи. Ван-дер-Ваальсовы силы. Водородная связь. Комплексные соединения: природа химической связи в комплексных соединениях, структура и свойства комплексных соединений.

Тема 5. Энергетика химических процессов. Химическая кинетика (2 часа).

Энергетические эффекты химических реакций. Термохимические расчёты. Энтропия и её изменение при химической реакции. Энергия Гиббса и направленность химических реакций. Скорость химических реакций. Зависимость скорости процесса от концентрации, температуры, катализатора.

Закон действующих масс. Правило Вант-Гоффа. Обратимые химические реакции. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

Раздел 2. Химические системы (6 часов).

Тема 1. Растворы. Дисперсные системы (2 часа).

Химические системы. Понятие о дисперсных системах. Электролиты и неэлектролиты. Общие свойства растворов. Количественные способы выражения состава растворов. Законы разбавленных растворов неэлектролитов.

Тема 2. Теория электролитической диссоциации (2 часа).

Теория электролитической диссоциации. Свойства растворов электролитов. Процессы в электролитах. Закон разбавления Оствальда. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Произведение растворимости.

Тема 3. Гидролиз солей. Коллоидные растворы (2 часа).

Гидролиз солей. Понятие о коллоидных растворах, их роль в природе. Сложные дисперсные системы.

Раздел 3. Окислительно-восстановительные и электрохимические процессы (2 часов).

Тема 1. Окислительно-восстановительные процессы (1 час).

Понятие о процессах окисления и восстановления. Окислительно-восстановительная способность нейтральных атомов, простых, сложных ионов и молекул. Важнейшие окислители и восстановители. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод полуреакций. Зависимость направления реакции от рН-среды. Классификация окислительно-восстановительных реакций.

Тема 2. Электрохимические процессы (1 час).

Потенциалы металлических и газовых электродов. Кинетика электродных процессов. Электролиз, применение электролиза. Химические источники тока. Коррозия и защита металлов от коррозии.

МОДУЛЬ 2. Химия элементов (4 часа).

Раздел 1. Химия металлов (2 часа).

Тема 1. Общие свойства металлов (1 час).

Простые вещества и их соединения. Нахождение в природе, получение. Физические и химические свойства металлов. Металлические сплавы и композиты.

Тема 2. Основные закономерности химии d-элементов (1 час).

Химия d-элементов IV-VIII групп периодической системы Д.И. Менделеева. Химия d-элементов I-II групп периодической системы Д.И. Менделеева.

Раздел 2. Химия неметаллов (2 часа).

Тема 1. Общие свойства неметаллов (1 час).

Свойства и распространенность неметаллов. Водород. Химия воды.

Тема 2. Элементы главных подгрупп IV-VII групп (1 час).

Общая характеристика. Нахождение в природе, получение. Физические и химические свойства. Важнейшие водородные и кислородные соединения.

II. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ПРАКТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ

КУРСА (54 часа)

Лабораторные работы (54 часа)

Лабораторная работа №1-3. Классы неорганических соединений (6 часов).

Лабораторное занятие №4-5. Основные понятия и законы химии. Гравиметрические и газовые законы. Взаимосвязь массы и энергии (4 часа).

Лабораторное занятие №6-7. Строение атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Уравнение Луи Де-

Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Квантовые числа. Понятие об электроотрицательности, энергии ионизации и энергии сродства к электрону. Реакционная способность веществ и химическая связь (4 часа).

Лабораторное занятие №8-9. Химическая связь. Взаимодействия между молекулами. Комплексные соединения (4 часа).

Лабораторная работа №10-11. Изучение зависимости скорости реакции от различных факторов. Химическое равновесие (4 часа).

Лабораторное занятие №12. Энергетика химических процессов. Энергетические эффекты химических реакций. Термохимические расчёты (2 часа).

Лабораторное занятие №13. Количественные способы выражения состава растворов. Законы разбавленных растворов неэлектролитов (2 часа).

Лабораторная работа №14-15. Приготовление растворов заданной концентрации. Титрование (4 часа).

Лабораторная работа №16-17. Растворы электролитов. Реакции ионного обмена. Гидролиз солей (4 часа).

Лабораторная работа №18. Окислительно-восстановительные реакции (2 часа).

Лабораторное занятие №19. Электрохимические процессы. Потенциалы металлических и газовых электродов. Кинетика электродных процессов. Электролиз, применение электролиза. Химические источники тока. Коррозия и защита металлов от коррозии (2 часа).

Лабораторная работа №20-23. Химические свойства неметаллов (8 часов).

Лабораторная работа №24-27. Общие свойства металлов (8 часов).

III. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ

Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы обучающихся по дисциплине «Неорганическая химия» представлено в Приложении 1 и включает в себя: план-график выполнения самостоятельной

работы по дисциплине, в том числе примерные нормы времени на выполнение по каждому заданию; характеристика заданий для самостоятельной работы обучающихся и методические рекомендации по их выполнению; требования к представлению и оформлению результатов самостоятельной работы; критерии оценки выполнения самостоятельной работы.

IV. КОНТРОЛЬ ДОСТИЖЕНИЙ ЦЕЛЕЙ КУРСА

№ п/п	Контролируемые разделы/темы дисциплины	Коды и этапы формирования компетенций		Оценочные средства - наименование	
				текущий контроль	промежуточная аттестация
1	МОДУЛЬ 1. Общая химия.	ОПК-2 владение базовыми знаниями фундаментальных разделов химии в объеме, необходимом для освоения химических и основ в экологии и природопользования; владением методами химического анализа, владением знаниями о современных динамических процессах в природе и техносфере, о состоянии геосфер Земли, экологии и эволюции биосферы, глобальных экологических проблемах, методами отбора и анализа геологических и биологических проб, а также навыками идентификации и описания биологического разнообразия, его оценки современными	Знает: закономерности и направление протекания химической реакции, обратимость и смещение химического равновесия. теоретические и экспериментальные методы определения мольной массы эквивалента простого и сложного вещества.	Устный опрос (УО-1), выполнение контрольной работы №1, 2 (ПР-2)	Вопросы к экзамену 1-9 Экзамен
			Умеет: на основании положения атома в периодической таблице Д.И. Менделеева описывать свойства элемента и его соединений; проводить соответствующие расчеты и готовить растворы заданной концентрации, рассчитывать рН растворов солей, оснований, кислот; описывать уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций.		

		методами количественной обработки информации	Владеет: навыками самостоятельной работы с учебной и справочной литературой; навыками проведения химического эксперимента; способами обобщения экспериментальных данных.	Выполнение контрольной работы №4 (ПР-2), защита отчетов к лабораторным работам №3, 4 (ПР-6)	
2	МОДУЛЬ 2. Химия элементов	ОПК-2 владение базовыми знаниями фундаментальных разделов химии в объеме, необходимом для освоения химических и основ в экологии и природопользования; владением методами химического анализа, владением знаниями о современных динамических процессах в природе и техносфере, о состоянии геосфер Земли, экологии и эволюции биосферы, глобальных экологических проблемах, методами отбора и анализа геологических и биологических проб, а также навыками идентификации и описания биологического разнообразия, его оценки современными методами количественной обработки информации	<p>Знает: промышленные и лабораторные способы получения, основные физические и химические свойства, применение химических элементов и их соединений.</p> <p>Умеет: на основании положения атома в периодической таблице Д.И. Менделеева описывать свойства элемента и его соединений; описывать уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций.</p> <p>Владеет: навыками самостоятельной работы с учебной и справочной литературой; - навыками проведения химического эксперимента; способами обобщения экспериментальных данных.</p>	<p>Устный опрос (УО-1), выполнение контрольной работы №5 (ПР-2)</p> <p>Устный опрос (УО-1), защита отчетов к лабораторным работам №5, 6 (ПР-6)</p> <p>Защита отчетов к лабораторным работам № 5, 6 (ПР-6)</p>	Вопросы к экзамену 9-13 Экзамен

Типовые контрольные задания, методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений и навыков и (или) опыта деятельности, а также критерии и показатели, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и характеризующие этапы формирования компетенций в процессе освоения образовательной программы, представлены в Приложении 2.

V. СПИСОК УЧЕБНОЙ ЛИТЕРАТУРЫ И ИНФОРМАЦИОННО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Основная литература

(электронные и печатные издания)

1. Коровин, Н. В. Общая химия: учебник для вузов по техническим направлениям и специальностям / Н. В. Коровин. – М.: Высшая школа, 2009. - 557 с.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:294074&theme=FEFU>

2. Гринвуд, Н. Химия элементов: в 2 т. / Н. Гринвуд. – М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2008. - 670 с.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:274601&theme=FEFU>

3. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / Н.С. Ахметов - М.: Высшая школа, 2008.- 743с.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:351780&theme=FEFU>

4. Глинка, Н.Л. Общая химия: учебное пособие / Н.Л. Глинка. – Изд. стер. – М.: КНОРУС, 2013. – 749 с.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:694378&theme=FEFU>

5. Горшков, В.И. Основы физической химии / В.И. Горшков, В.В. Кузнецов. – М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2011. – 407 с.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:668096&theme=FEFU>

6. Пресс, И.А. Основы общей химии / И.А. Пресс. – Изд. Лань, 2012. – 496 с.

http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=4035

7. Гельфман, М.И. Неорганическая химия / Гельфман М.И., Юстратов В.П. – Изд. Лань, 2009. – 528 с.

http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=4032

8. Иванов, В. Г. Неорганическая химия. Краткий курс / В.Г. Иванов, О.Н. Гева. - М.: КУРС: НИЦ ИНФРА-М, 2014. - 256 с.

<http://znanium.com/catalog.php?bookinfo=458932>

Дополнительная литература
(печатные и электронные издания)

1. Вольхин, В. В. Общая химия. Избранные главы: учебное пособие для вузов в области техники и технологии. СПб.: Лань, 2008.- 378 с.
<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:281664&theme=FEFU>
2. Субботина, Н. А. Демонстрационные опыты по неорганической химии: учебное пособие для вузов /Н. А. Субботина, В. А. Алешин, К. О. Знаменков; под ред. Ю. Д. Третьякова. М.: Академия, 2008.- 282 с.
<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:290946&theme=FEFU>
3. Упражнения и задачи по неорганической химии: [учебное пособие] /сост.: В. И. Бессонова, А. В. Аликовский, И. В. Свистунова [и др.]. Владивосток: Изд-во Дальневосточного университета, 2007.- 63 с.
<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:263083&theme=FEFU>
4. Практические и лабораторные занятия по химии. Дальневосточный федеральный университет; сост.: В.В. Васильева, В. И. Бессонова, С.Г. Красицкая, И. В. Свистунова, А.А. Капустина. Владивосток: Изд-во Дальневосточного университета, 2012.- 53 с.
5. Павлов, Н.Н. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учебник. Электрон. дан. — СПб.: Лань, 2011. — 496 с.
http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=4034
6. Гельфман, М.И. Химия [Электронный ресурс] : учебник / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. Электрон. дан. — СПб. : Лань, 2008. — 472 с.
http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=4030

Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети
«Интернет»

1. <http://www.xumuk.ru/encyklopedia/>
2. http://e.lanbook.com/books/?p_f_1_65=3863

3. <http://www.iprbookshop.ru/?&accessDenied>
4. Сайт Московского государственного университета им. М.В. Ломоносова: <http://www.chem.msu.su/rus/teaching/general.html>

VI. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Рекомендации по планированию и организации времени, отведенного на изучение дисциплины:

Для понимания материала и качественного его усвоения рекомендуется последовательность действий:

1. После лекции, при подготовке к занятиям следующего дня, необходимо осмыслить содержание прослушанной лекции (10-15 минут).
2. При подготовке к лекции, необходимо просмотреть предшествующую лекцию (10-15 минут).
3. В течение недели выбрать время для работы с литературой в библиотеке, выполнения индивидуального домашнего задания и оформления отчета по лабораторной работе (3 – 5 часов)
4. При подготовке к лабораторным занятиям, необходимо ознакомиться с теорией по данной теме (0,5 – 1 час).

Рекомендации по работе с литературой

Теоретический материал курса лучше усваивается, если дополнительно к прослушиванию лекции, используется рекомендуемая литература. Легче освоить курс, придерживаясь одного из основных учебных пособий в сочетании с конспектом лекций. Рекомендуется добиться состояния понимания изучаемой темы. С этой целью следует выполнить несколько заданий на данную тему.

VII. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Реализация дисциплины требует наличия лекционной аудитории, оснащенной мультимедийным оборудованием, и учебной химической лаборатории.

Оснащение учебной лаборатории: справочные материалы и таблицы, раздаточный учебно-методический материал; химическая посуда, химические реактивы и оборудование.



МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования
«Дальневосточный федеральный университет»
(ДВФУ)

ШКОЛА ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК ДВФУ

**УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ
РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ**

**по дисциплине «Неорганическая химия»
Направление подготовки 05.03.06 Экология и природопользование
Форма подготовки очная**

**г. Владивосток
2016**

План-график выполнения самостоятельной работы по дисциплине

«Химия»:

№ п/п	Дата выполнения	Вид самостоятельной работы	Примерные нормы времени на выполнение	Форма контроля
1	1 неделя	Домашнее задание №1, оформление отчета по лабораторной работе №1	1 час	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
2	2-3 недели	Подготовка к семинарскому занятию №1 по плану.	1 час	Опрос перед началом занятия. Контрольная работа №1
3	4 неделя	Подготовка к семинарскому занятию №2 и 3 по плану. Домашнее задание №2.	1 час	Опрос перед началом занятия. Контрольная работа №2
4	5 неделя	Оформление отчета по лабораторной работе №2.	1 час	Принятие отчета о выполнении лабораторной работы. Контрольная работа №3
5	6 неделя	Домашнее задание №3, оформление отчета по лабораторной работе №3	1 час	Принятие отчета о выполнении лабораторной работы. Контрольная работа №4
6	7 неделя	Домашнее задание №4, оформление отчета по лабораторной работе №4	1 час	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
7	8 неделя	Оформление отчета по лабораторной работе №5	1 час	Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.

				Контрольная работа №5
8	9 неделя	Оформление отчета по лабораторной работе №6	2 часа	Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.

Самостоятельная работа студентов состоит из подготовки к практическим и лабораторным занятиям, работы над рекомендованной литературой, выполнения домашней работы.

В течение недели студенту необходимо выбрать время для работы с литературой в библиотеке, выполнения индивидуального домашнего задания и оформления отчета по лабораторной работе (3 часа)

При подготовке к лабораторным занятиям, необходимо ознакомиться с теорией по данной теме (0,5 – 1 час).

Характеристика заданий для самостоятельной работы обучающихся и методические рекомендации по их выполнению:

Для подготовки к семинарскому занятию №1 по теме «Основы атомно-молекулярного учения» необходимо дома подготовить следующие вопросы:

1. Дайте определение понятий: элемент, атом, молекула, простое и сложное вещество, относительная атомная и молекулярная массы, абсолютные массы атомов и молекул.
2. Дайте определение понятию «моль»
3. Какие величины называют молярной массой и молярным объемом?
4. Что называется постоянной Авогадро? Как используют ее для определения масс атомов и молекул?
5. Как из уравнения состояния газа получить уравнение Менделеева - Клапейрона?
6. Что называется абсолютной и относительной плотностью газа?
7. Какова зависимость между молекулярной массой газа и его плотностью по водороду, воздуху?
8. Дайте определение понятий: эквивалент. Молярная масса эквивалента, эквивалентный объем.
9. Как вычислить эквивалент и молярную массу эквивалента сложного вещества (оксида, основания, соли)?
10. Как вычислить эквивалент вещества в окислительно-восстановительной реакции?

Для подготовки к семинарскому занятию №2 по теме «Строение атома. Периодический закон» необходимо дома подготовить следующие вопросы:

1. История развития представлений о строении атома. Экспериментальные доказательства сложной структуры атома. Первые модели атома.
2. Разработка Бором теории строения атома водорода. Постулаты Бора. Развитие теории Бора Зоммерфельдом.
3. Объяснение линейчатого спектра водорода.
4. Волновые свойства частиц микромира. Волны Де-Бройля.
5. Двойственная природа электрона. Принцип неопределенности. Уравнение Шредингера.
6. Характеристика состояния электрона в атоме. Квантовые числа.
7. Электронные структуры атомов. Принцип Паули. Правило Хунда.
8. Периодическая система Д.И. Менделеева и строение атомов элементов. Физический смысл периодического закона.
9. Энергетические характеристики атомов - энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность.
10. Изменение вышеназванных величин в периодах и группах Периодической системы Д.И. Менделеева.

Для подготовки к семинарскому занятию №3 по теме «Химическая связь» необходимо дома подготовить следующие вопросы:

1. Причины образования химической связи. Типы химической связи.
2. Основные характеристики химической связи - длина, направленность, прочность.
3. Метод валентных связей:
 - а) насыщенность, направленность и полярность связи;
 - б) гибридизация электронных облаков и геометрия молекул;
 - в) σ , π -связи. Одинарные и кратные связи.
4. Донорно-акцепторные связи.
5. Водородная связь.
6. Ионная связь. Основные свойства (ненасыщенность, ненаправленность).
7. Металлическая связь.
8. Кристаллическая решетка. Основные понятия.
9. Типы кристаллических решеток. Зависимость свойств вещества от типа кристаллической решетки.

Домашнее задание № 1 по теме «Классы неорганических соединений»

Вариант №1

Осуществить превращения:

- 1) углерод-оксид углерода (IV)-угольная кислота-карбонат натрия -карбонат кальция - углекислый газ-оксид углерода (II)-углерод
- 2) кальций-оксид кальция - гидроксид кальция - сульфит кальция -оксид кальция - хлорид кальция- кальций

Вариант №2

Осуществить превращения:

1)цинк-оксид цинка- нитрат цинка- оксид цинка -тетрагидроксоцинкат натрия – гидроксид цинка -оксид цинка -цинк-тетрагидроксоцинкат натрия -хлорид цинка- цинк
2)сера-сульфид железа (II)-сероводород-оксид серы (IV)-оксид серы (VI)-серная кислота-оксид серы (IV)-сера

Вариант №3

Осуществить превращения:

1)барий-оксид бария- гидроксид бария- карбонат бария- оксид бария- бромид бария- барий-гидрид бария- гидроксид бария
2)алюминий- гидроксид алюминия- нитрат алюминия- тетрагидроксоалюминат натрия- гидроксид алюминия- оксид алюминия-алюминий- тетрагидроксоалюминат натрия- сульфат алюминия- гидроксид алюминия- бромид алюминия- алюминий

Вариант №4

Осуществить превращения:

1)фосфор- фосфид магния- фосфин- оксид фосфора (V) – ортофосфорная кислота-фосфат натрия- фосфат кальция- фосфор- ортофосфорная кислота
2)калий- пероксид калия- карбонат калия- хлорид калия- гидроксид калия- нитрид калия- гидроксид калия- нитрат калия- нитрит калия

Вариант №5

Осуществить превращения:

1)цинк-сульфид цинка- хлорид цинка- нитрат цинка- оксид цинка- тетрагидроксоцинкат натрия- сульфат цинка- цинк- оксид цинка- цинкат бария- тетрагидроксоцинкат бария- гидроксид цинка- хлорид цинка- карбонат цинка- оксид цинка- цинк
2)азот-нитрид калия– хлорид аммония – нитрат аммония – оксид азота (I)- азот – аммиак – оксид азота (II)- оксид азота (IV) – нитрат натрия – азотная кислота – нитрат цинка – оксид азота (IV) – оксид азота (II)

Вариант №6

Осуществить превращения:

1)медь- сульфат меди (II) – гидроксид меди (II) – оксид меди (I) – хлорид меди (I)-сульфид меди(I)- нитрат меди (I)-медь – хлорид меди (II) – гидроксид меди (II) – оксид меди (II) - медь
2)алюминий – сульфид алюминия – гидроксид алюминия – алюминат калия – тетрагидроксоалюминат калия – нитрат алюминия – оксид алюминия – тетрагидроксоалюминат натрия – гидроксид алюминия – сульфат алюминия – хлорид алюминия – алюминий – фторид алюминия – гексафтороалюминат натрия

Вариант №7

Осуществить превращения:

1)кремний-силицид натрия – силан – оксид кремний (IV) – силикат калия – кремниевая кислота – оксид кремния(IV) – силикат кальция
2)железо – хлорид железа (II) – гидроксид железа (II) – гидроксид железа (III) –оксид железа (III) – железо

Вариант №8

Осуществить превращения:

1)иод – иодоводород – иодид натрия – бромид натрия – хлорид натрия – хлороводород – хлор – хлорид железа (III)
2)сульфид железа – хлорид железа (II)– хлорид железа (III) - гидроксид железа (III) – нитрат железа (III) -оксид железа (III) – железо

Вариант №9

Осуществить превращения:

1) хлороводород – хлор – хлорат калия – кислород – озон – кислород – пероксид натрия – перекись водорода - кислород
2)хром – сульфид хрома(III) – гидроксид хрома(III) – тетрагидроксохромит натрия – гидроксид хрома(III) – оксид хрома(III) – хром –хлорид хрома (II)

Вариант №10

Осуществить превращения:

- 1) сульфид железа – оксид серы (IV) – сера – сульфид натрия – сера - оксид серы (IV) - сульфит натрия – сульфит кальция – сульфат кальция – сульфат бария – сульфид бария
- 2) железо – оксид железа (III) – хлорид железа(III) – сульфид железа(III) – нитрат железа(III) – нитрат железа(II)

Домашнее задание №2 по теме «Строение атома и Периодический закон»

Вариант 1
<ol style="list-style-type: none">1. Напишите электронные формулы веществ с порядковыми номерами 7,12,17,252. Определите валентные возможности атомов хлора и бора3. В каких соединениях будет присутствовать ионная связь: бромид калия, оксид цинка, гидроксид бария, оксид бора, сульфат натрия
Вариант 2
<ol style="list-style-type: none">1. Напишите электронные формулы веществ с порядковыми номерами 12,35, 40, 332. Определите валентные возможности атомов фосфора и алюминия3. В каких соединениях будет присутствовать ионная связь: бромоводород, бромид натрия, бром, сульфат калия, оксид натрия
Вариант 3
<ol style="list-style-type: none">1. Напишите электронные формулы веществ с порядковыми номерами 8,23,41,352. Определите валентные возможности атомов азота и меди3. В каких соединениях будет присутствовать ионная связь: медь, оксид меди (II), гидроксид меди(II), сульфат меди (II), хлороводород
Вариант 4
<ol style="list-style-type: none">1. Напишите электронные формулы веществ с порядковыми номерами 10, 26, 44, 392. Определите валентные возможности атомов хрома и кальция3. В каких соединениях будет присутствовать ионная связь: гидроксид натрия, хлорид бария, сероводород, сера, оксид калия
Вариант 5
<ol style="list-style-type: none">1. Напишите электронные формулы веществ с порядковыми номерами 9,18,46,522. Определите валентные возможности атомов мышьяка и кобальта3. В каких соединениях будет присутствовать ионная связь: оксид натрия, сульфат натрия, хлорид натрия, хлор, азотная кислота
Вариант 6
<ol style="list-style-type: none">1. Напишите электронные формулы веществ с порядковыми номерами 31,24,45,522. Определите валентные возможности атомов серы и кислорода3. В каких соединениях будет присутствовать ионная связь: бромид фосфора (III), оксид лития, гидроксид калия, оксид алюминия, карбонат натрия
Вариант 7
<ol style="list-style-type: none">1. Напишите электронные формулы веществ с порядковыми номерами 13,21,39,562. Определите валентные возможности атомов кремния и брома3. В каких соединениях будет присутствовать ионная связь: хлорид углерода (II), хлорид калия, хлороводород, хлор, метан
Вариант 8
<ol style="list-style-type: none">1. Напишите электронные формулы веществ с порядковыми номерами 36, 40, 20, 542. Определите валентные возможности атомов фтора и хлора3. В каких соединениях будет присутствовать ионная связь: вода, гидроксид алюминия, оксид железа (III), хлорид натрия, водород
Вариант 9
<ol style="list-style-type: none">1. Напишите электронные формулы веществ с порядковыми номерами 32, 26, 19,492. Определите валентные возможности атомов олова и железа

3. В каких соединениях будет присутствовать ионная связь: сера, сульфид натрия, сероводород, сульфат калия, гидроксид бария

Вариант 10

1. Напишите электронные формулы веществ с порядковыми номерами 34,28,43,32
2. Определите валентные возможности атомов алюминия и сурьмы
3. В каких соединениях будет присутствовать ионная связь: углекислый газ, хлорид алюминия, магний, гидроксид магния, карбонат натрия

Домашнее задание №3 по теме «Растворы»

Вариант 1

- 1). Чему равна массовая доля 0,2 М раствора сульфата аммония с плотностью $d=1,015$ г/мл?
- 2). Какой объём 0,25 н. раствора двухосновной кислоты можно приготовить из 62,5 мл её 2,00 М раствора?
- 3). Как Вы считаете, может ли массовая доля отражать концентрацию растворённых газов?

Вариант №2

- 1). Сколько граммов сульфата натрия потребуется для приготовления 500 мл 0,4 М раствора.
- 2). Плотность 40,0%-го раствора серной кислоты равна 1,3 г/мл. Рассчитайте молярность и нормальность этого раствора.
- 3). Могут ли упомянутые способы выражения концентрации использоваться при обсуждении свойств неводных растворов? Газовых растворов? Твёрдых растворов?

Вариант №3

- 1). Сколько граммов сульфата натрия потребуется для приготовления 500 мл 0,4 н. раствора?
- 2). Определите массовую долю раствора, полученного при смешении 100 мл раствора серной кислоты с массовой долей 40% (плотность 1,303 г/мл) и 500 мл 0,5 М раствора серной кислоты (плотность 1,07 г/мл).
- 3). Может ли нормальность раствора быть равна его молярности? Быть больше её?

Вариант №4

- 1). Сколько граммов сульфата натрия потребуется для приготовления 500 мл раствора с массовой долей 16% (насыщенный раствор, $\rho=1,141$ г/мл)?
- 2). Чему равны количество молей и масса ионов Al^{3+} и SO_4^{2-} в 200 мл 0,12 н. раствора $Al_2(SO_4)_3$?
- 3). На нейтрализацию 40 мл раствора щёлочи израсходовано 24 мл 0,5 н. раствора серной кислоты. Какова нормальность раствора щёлочи?

Вариант №5

- 1). Какой объём 2М раствора серной кислоты требуется для приготовления 400 мл из более разбавленного 0,1 н. раствора серной кислоты?
- 2). В 500 мл раствора содержится 7,1 г сульфата натрия. Найдите молярную и массовую (г/л) концентрацию ионов Na^+ и SO_4^{2-} в таком растворе.
- 3). Приведите примеры веществ, для растворов которых молярность равна нормальности.

Вариант №6

- 1). Какова молярная концентрация эквивалента (нормальная концентрация) 0,01 М раствора сульфата алюминия?
- 2). Сколько молей азотной кислоты содержится в 250 мл раствора с массовой долей кислоты 30% и плотностью 1,18 г/мл?
- 3). Возможна ли такая ситуация, когда молярность и нормальность одного и того же раствора равны между собой?

Вариант №7

- 1). Чему равна молярная концентрация 0,04 н. раствора хлорида железа (2)?
- 2). Сколько молей воды и хлористого аммония нужно взять для приготовления 200 мл раствора с массовой долей соли 25% и плотностью 1,07 г/мл?
- 3). Не проводя вычислений, скажите, как относятся между собой молярность и нормальность 10%-го раствора хлорида железа (3).

Вариант №8

- 1). Сколько граммов хлорида железа (3) содержится в 300 мл 0,03 н. раствора?
- 2). Рассчитайте молярную концентрацию, молярность, молярную долю вещества и титр раствора ортофосфорной кислоты с массовой долей вещества 30% и плотностью 1,18 г/мл.
- 3). Нитрат калия массой 10 г растворили в воде объёмом 150 мл. Рассчитайте массовую долю соли в растворе.

Вариант №9

- 1). Продажная уксусная эссенция – это 80%-й водный раствор уксусной кислоты. Какой объём воды надо прибавить к 100 г уксусной эссенции для получения столового уксуса (9%-й раствор)?
- 2). Какова массовая доля и молярная доля ортофосфорной кислоты в растворе, который содержит 100 г ортофосфорной кислоты в 100 молях воды?
- 3). Можно ли утверждать, что концентрация растворённого вещества в пересыщенном растворе больше 100%?

Вариант №10

- 1). В расчётах маринадов для овощей рекомендуется готовить заправку из расчёта 200 г уксусной эссенции (80%-й раствор уксусной кислоты) на 9 л воды. Какова массовая доля уксусной кислоты в таком растворе?
- 2). Какой объём воды надо выпарить из 500 мл 4%-го раствора соли (плотность 1,04 г/мл), чтобы получить раствор с массовой долей соли 0,16?
- 3). Какими путями можно увеличить концентрацию раствора? Ответ: а) выпарить, б) добавить растворитель, в) увеличить давление.

Домашнее задание №4 по теме «Гидролиз солей»

Вариант №1

- 1) Что такое гидролиз?
- 2) Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза сульфата цинка, сульфата натрия, сульфата меди.
- 3) Задача: Определить рН и константу гидролиза по первой ступени 0.1 М раствора фосфата натрия.

Вариант №2

- 1) Какие факторы влияют на скорость гидролиза?
- 2) Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза сульфида калия, сульфата меди, фосфата натрия.
- 3) Задача: Вычислить степень гидролиза 0.1 М раствора карбоната натрия по первой ступени.

Вариант №3

- 1) Степень гидролиза, от каких факторов она зависит?
- 2) Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза сульфида хрома (III), хлорида цинка, сульфата железа.
- 3) Задача: Определить степень гидролиза и рН 0.005 н раствора цианида калия.

Вариант №4

- 1) Константа гидролиза, от чего она зависит?
- 2) Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза цианида

<p>аммония, ацетата алюминия, нитрата висмута.</p> <p>3) <u>Задача</u>: Вычислить константу гидролиза ацетата натрия.</p>
<p>Вариант №5</p> <p>1) Как ускорить процесс гидролиза и как его приостановить?</p> <p>2) Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза хлорида аммония, цианида аммония, ацетата натрия.</p> <p>3)) <u>Задача</u>: Найти степень гидролиза и рН 0.001 н раствора ацетата калия.</p>
<p>Вариант №6</p> <p>1) Гидролиз соли сильного основания и слабой кислоты.</p> <p>2) Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза нитрита натрия, ацетат аммония, фосфат натрия.</p> <p>3) <u>Задача</u>: Рассчитать рН 0.1 М раствора цианида калия.</p>
<p>Вариант №7</p> <p>1) Гидролиз соли слабого основания и слабой кислоты.</p> <p>2) Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза карбоната натрия, сульфата железа, цианида аммония.</p> <p>3) <u>Задача</u>: Вычислить степень гидролиза 0.1 н раствора цианида калия.</p>
<p>Вариант №8</p> <p>1) Гидролиз соли слабого основания и слабой кислоты.</p> <p>2) Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза сульфата марганца, хлорида серебра, хлорида свинца.</p> <p>3) <u>Задача</u>: Какова степень гидролиза и константа гидролиза хлорида аммония в 0.1 М растворе.</p>
<p>Вариант №9</p> <p>1) Что такое гидролиз?</p> <p>2) Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза сульфата цинка, сульфита натрия, сульфита меди.</p> <p>3) <u>Задача</u>: рН 0.1 н раствора гипохлорита натрия равен 10. Рассчитать по величине рН степень гидролиза.</p>
<p>Вариант №10</p> <p>1) Какие факторы влияют на скорость гидролиза?</p> <p>2) Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза сульфида калия, сульфата меди, фосфата натрия.</p> <p>3) <u>Задача</u>: Рассчитать степень гидролиза и рН 0.1 М раствора гипохлота калия.</p>

Структура отчета по лабораторной работе:

Отчеты по лабораторным работам представляются в электронной форме, подготовленные как текстовые документы в редакторе MSWord.

Отчет по работе должен быть обобщающим документом, включать всю информацию по выполнению заданий, в том числе, уравнения реакций, таблицы, методику проведения лабораторных опытов, список литературы, расчеты и т. д.

Структурно отчет по лабораторной работе, как текстовый документ, комплектуется по следующей схеме:

- *Титульный лист* – обязательная компонента отчета, первая страница отчета, по принятой для лабораторных работ форме (титульный лист отчета должен размещаться в общем файле, где представлен текст отчета);
- *Исходные данные к выполнению заданий* – обязательная компонента отчета, с новой страницы, содержат указание варианта, темы и т.д.);

- *Основная часть* – материалы выполнения заданий, разбивается по рубрикам, соответствующих заданиям работы, с иерархической структурой: пункты – подпункты и т. д.

Рекомендуется в основной части отчета заголовки рубрик (подрубрик) давать исходя из формулировок заданий, в форме отглагольных существительных;

- *Выводы* – обязательная компонента отчета, содержит обобщающие выводы по работе (какие задачи решены, оценка результатов, что освоено при выполнении работы);
- *Список литературы* – обязательная компонента отчета, с новой страницы, содержит список источников, использованных при выполнении работы, включая электронные источники (список нумерованный, в соответствии с правилами описания библиографии).

Оформление отчета по лабораторной работе

Отчет по лабораторной работе относится к категории *«письменная работа»*, оформляется *по правилам оформления письменных работ студентами ДВФУ*.

Необходимо обратить внимание на следующие аспекты в оформлении отчетов работ:

- набор текста;
- структурирование работы;
- оформление заголовков всех видов (рубрик-подрубрик-пунктов-подпунктов, рисунков, таблиц, приложений);
- оформление перечислений (списков с нумерацией или маркировкой);
- оформление таблиц;
- оформление иллюстраций (графики, рисунки, фотографии, схемы);
- набор и оформление математических выражений (формул);
- оформление списков литературы (библиографических описаний) и ссылок на источники, цитирования.

Набор текста осуществляется на компьютере, в соответствии со следующими требованиями:

- печать – на одной стороне листа белой бумаги формата А4 (размер 210 на 297 мм.);
- интервал межстрочный – полуторный;
- шрифт – Times New Roman;
- размер шрифта - 14 пт., в том числе в заголовках (в таблицах допускается 10-12 пт.);
- выравнивание текста – «по ширине»;
- поля страницы - левое – 25-30 мм., правое – 10 мм., верхнее и нижнее – 20 мм.;
- нумерация страниц – в правом нижнем углу страницы (для страниц с книжной ориентацией), сквозная, от титульного листа

до последней страницы, арабскими цифрами (первой страницей считается титульный лист, на котором номер не ставится, на следующей странице проставляется цифра «2» и т. д.).

- режим автоматического переноса слов, за исключением титульного листа и заголовков всех уровней (перенос слов для отдельного абзаца блокируется средствами MSWord с помощью команды «Формат» – абзац при выборе опции «запретить автоматический перенос слов»).

Если рисунок или таблица размещены на листе формата больше А4, их следует учитывать как одну страницу. Номер страницы в этих случаях допускается не проставлять.

Список литературы и все *приложения* включаются в общую сквозную нумерацию страниц работы.



МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования
«Дальневосточный федеральный университет»
(ДВФУ)

ШКОЛА ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК ДВФУ

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ
по дисциплине «Неорганическая химия»
Направление подготовки 05.03.06 Экология и природопользование
Форма подготовки очная

г. Владивосток
2016

**I. Паспорт фонда оценочных средств по дисциплине
«Неорганическая химия»**

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции	
<p>владение базовыми знаниями фундаментальных разделов химии в объеме, необходимом для освоения химических и основ в экологии и природопользования; владением методами химического анализа, владением знаниями о современных динамических процессах в природе и техносфере, о состоянии геосфер Земли, экологии и эволюции биосферы, глобальных экологических проблемах, методами отбора и анализа геологических и биологических проб, а также навыками идентификации и описания биологического разнообразия, его оценки современными методами количественной обработки информации (ОПК-2).</p>	Знает	<ul style="list-style-type: none"> - закономерности и направление протекания химической реакции, обратимость и смещение химического равновесия. - теоретические и экспериментальные методы определения молярной массы эквивалента простого и сложного вещества. - промышленные и лабораторные способы получения, основные физические и химические свойства, применение химических элементов и их соединений.
	Умеет	<ul style="list-style-type: none"> - на основании положения атома в периодической таблице Д.И. Менделеева описывать свойства элемента и его соединений; - проводить соответствующие расчеты и готовить растворы заданной концентрации, рассчитывать рН растворов солей, оснований, кислот; - описывать уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций.
	Владеет	<ul style="list-style-type: none"> - навыками самостоятельной работы с учебной и справочной литературой; - навыками проведения химического эксперимента; - способами обобщения экспериментальных данных.

№ п/п	Контролируемые разделы/темы дисциплины	Коды и этапы формирования компетенций		Оценочные средства - наименование	
				текущий контроль	промежуточная аттестация
1	МОДУЛЬ 1. Общая химия.	ОПК-2 владение базовыми знаниями фундаментальных разделов химии в объеме, необходимом для освоения химических и основ в экологии и природопользования; владением методами химического анализа, владением знаниями о современных динамических процессах в природе и техносфере, о состоянии геосфер Земли, экологии и эволюции биосферы, глобальных экологических проблемах, методами отбора и анализа геологических и биологических проб, а также навыками	Знает: закономерности и направление протекания химической реакции, обратимость и смещение химического равновесия. теоретические и экспериментальные методы определения мольной массы эквивалента простого и сложного вещества.	Устный опрос (УО-1), выполненное контрольной работы №1, 2 (ПР-2)	Вопросы к экзамену у 1-9 Экзамен
			Умеет: на основании положения атома в периодической таблице Д.И. Менделеева описывать свойства элемента и его соединений; проводить соответствующие расчеты и готовить растворы заданной концентрации, рассчитывать рН растворов солей, оснований, кислот; описывать уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций.	Выполненное контрольной работы №3 (ПР-2), защита отчетов к лабораторным работам №1, 2 (ПР-6)	
			Владеет: навыками самостоятельной работы с учебной и справочной литературой; навыками проведения химического эксперимента; способами обобщения экспериментальных данных.	Выполненное контрольной работы №4 (ПР-2), защита отчетов к лабораторным	

		идентификации и описания биологического разнообразия, его оценки современными методами количественной обработки информации		работам №3, 4 (ПР-6)	
2	МОДУЛЬ 2. Химия элементов		Знает: промышленные и лабораторные способы получения, основные физические и химические свойства, применение химических элементов и их соединений.	Устный опрос (УО-1), выполнение контрольной работы №5 (ПР-2)	Вопросы к экзамену у 9-13 Экзамен
			Умеет: на основании положения атома в периодической таблице Д.И. Менделеева описывать свойства элемента и его соединений; описывать уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций.	Устный опрос (УО-1), защита отчетов к лабораторным работам №5, 6 (ПР-6)	
			Владеет: навыками самостоятельной работы с учебной и справочной литературой; - навыками проведения химического эксперимента; способами обобщения экспериментальных данных.	Защита отчетов к лабораторным работам № 5, 6 (ПР-6)	

ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ И КРИТЕРИИ ИХ ОЦЕНИВАНИЯ

II. Шкала оценивания уровня сформированности компетенций по дисциплине «Неорганическая химия»

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции		критерии	показатели	баллы
ОПК-2 владение базовыми знаниями фундаментальных разделов химии в объеме, необходимом для освоения химических и основ в экологии и природопользования; владением методами химического анализа, владением знаниями о современных динамических процессах в природе и техносфере, о состоянии геосфер Земли, экологии и эволюции биосферы, глобальных экологических проблемах, методами отбора и анализа геологических и биологических проб, а	знает (пороговый уровень)	Основные теоретические вопросы общей и неорганической химии и методы решения базовых химических задач, рассматриваемых в рамках дисциплины	знание основных понятий и законов химии; знание методов математического описания химических равновесий в растворах электролитов, кинетики химических реакций, знание источников информации об основных разделах современной неорганической химии.	- способность раскрыть суть теоретических и экспериментальных методов определения мольной массы эквивалента простых и сложных веществ; - способность определять направление протекания химических реакций и смещения химического равновесия; - способность применять периодический закон для описания свойств элементов и их соединений.	45-64
	умеет (продвинутый)	Применять научные знания в области общей и неорганической химии в учебной и профессиональной деятельности; анализировать химические явления, выделяя суть, сравнивать, обобщать и делать выводы	умение применять химические законы для решения конкретных задач с проведением количественных вычислений и использования учебной, справочной и специальной литературы; умение применять полученные знания в	- способность проводить соответствующие расчеты и готовить растворы заданной концентрации, рассчитывать рН растворов солей, оснований, кислот; - способность описывать уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций. - способность проводить расчеты термодинамических	65-85

<p>также навыками идентификации и описания биологического разнообразия, его оценки современным и методами количественной обработки информации</p>			<p>процессе изучения специальных дисциплин; умение давать количественные оценки и производить расчеты по химическим формулам и уравнениям.</p>	<p>характеристик химических реакций и равновесных концентраций веществ.</p>	
	<p>владеет (высокий)</p>	<p>Навыками самостоятельной работы с учебной и справочной литературой; навыками проведения химического эксперимента; способами обобщения экспериментальных данных.</p>	<p>Владение навыками поиска и анализа научной информации по актуальным вопросам современной химии; владение правилами безопасной работы в химической лаборатории; владение основными методами статистической обработки экспериментальных данных.</p>	<p>- способность самостоятельного выполнения химического эксперимента и обобщения наблюдаемых факторов с последующим объяснением химических явлений, происходящих в ходе эксперимента; – способность применять основные приемы обработки экспериментальных данных с представлением их в виде графиков и т.д. – – способность понимания последствий своей профессиональной деятельности с точки зрения единства биосферы и экологических принципов охраны природы и рационального природопользования.</p>	<p>86-100</p>

Критерии оценки знаний умений и навыков для текущей аттестации

I. Оценка устных ответов:

Отметка «Отлично»

Демонстрирует знания фундаментальных разделов химии в полном объёме и может показать возможности их применения для освоения химических основ в общей, физической и социально-экономической географии. Самостоятельно проводит анализ свойств химических элементов и их соединений на основании положения атомов в периодической таблице, проводит расчёты и формулирует выводы о рН растворов солей, оснований, кислот. Демонстрирует умение описания ОВР методом полуреакций. Владеет системой навыков, необходимых при проведении анализа учебной и справочной литературы, химического эксперимента, при обобщении экспериментальных данных.

Отметка «Хорошо»

Демонстрирует знания основных закономерностей протекания химических реакций, теоретических и экспериментальных методы определения мольной массы эквивалента простого и сложного вещества, а также промышленные и лабораторные способы получения, основные физические и химические свойства, применение химических элементов и их соединений, но допускает небольшие неточности. Демонстрирует умения приготовления растворов заданной концентрации, расчёта рН растворов, умения описывать уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций. Допускает несущественные ошибки при проведении химического эксперимента, владеет способами обобщения литературных и экспериментальных данных.

Отметка «Удовлетворительно»

Имеет представления о закономерностях протекания химических реакций, теоретических методах определения мольной массы эквивалента простого и сложного вещества, способы получения, основные физические и химические свойства, химических элементов и их соединений. Способен на основании положения атома в периодической таблице Д.И. Менделеева описывать свойства элемента и его соединений, проводить несложные расчеты и готовить растворы заданной концентрации. Допускает некоторые ошибки при проведении химического эксперимента, слабо владеет способами обобщения экспериментальных данных.

Отметка «Неудовлетворительно»

Имеет фрагментарные представления о фундаментальных разделах химии. Имея базовые представления о свойствах элемента и его соединений не способен проводить соответствующие расчеты и готовить растворы заданной концентрации и описывать уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций. Допускает существенные ошибки при самостоятельной работе с учебной и справочной литературой, не владеет способами обобщения экспериментальных данных.

II. Оценка письменных работ:

Отметка "Отлично"

1. В решении и объяснении нет ошибок.
2. Ход решения рациональный.
3. Если необходимо, решение произведено несколькими способами.
4. Допущены ошибки по невнимательности (оговорки, описки).

Отметка "Хорошо"

1. Существенных ошибок нет.
2. Допущены 1-2 несущественные ошибки или неполное объяснение, или использование 1 способа при заданных нескольких.

Отметка "Удовлетворительно"

1. Допущено не более одной существенной ошибки, записи неполны, неточности.
2. Решение выполнено с ошибками в математических расчетах.

Отметка "Неудовлетворительно"

1. Решение осуществлено только с помощью учителя.
2. Допущены существенные ошибки.
3. Решение и объяснение построены не верно.

Примерный перечень оценочных средств (ОС)

1. Собеседование (УО-1) (Средство контроля, организованное как специальная беседа преподавателя с обучающимся на темы, связанные с изучаемой дисциплиной, и рассчитанное на выяснение объема знаний обучающегося по определенному разделу, теме, проблеме и т.п.) - Вопросы по темам/разделам дисциплины.
2. Экзамен (Средство промежуточного контроля) – Вопросы к экзамену, образцы билетов.

Вопросы для собеседования

по дисциплине «Неорганическая химия»

Тема: Основные понятия и законы химии. Гравиметрические и газовые законы. Взаимосвязь массы и энергии.

Вопросы для предварительной самостоятельной подготовки

1. Дайте определение понятий: элемент, атом, молекула, простое и сложное вещество, относительная атомная и молекулярная массы, абсолютные массы атомов и молекул.
2. Дайте определение понятию «моль»
3. Какие величины называют молярной массой и молярным объемом?

4. Что называется постоянной Авогадро? Как используют ее для определения масс атомов и молекул?
5. Как из уравнения состояния газа получить уравнение Менделеева - Клапейрона?
6. Что называется абсолютной и относительной плотностью газа?
7. Какова зависимость между молекулярной массой газа и его плотностью по водороду, воздуху?
8. Дайте определение понятий: эквивалент. Молярная масса эквивалента, эквивалентный объем.
9. Как вычислить эквивалент и молярную массу эквивалента сложного вещества (оксида, основания, соли)?
10. Как вычислить эквивалент вещества в окислительно-восстановительной реакции?

Тема: Строение атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Уравнение Луи Де-Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Квантовые числа. Понятие об электроотрицательности, энергии ионизации и энергии сродства к электрону. Реакционная способность веществ и химическая связь.

Вопросы для предварительной самостоятельной подготовки

1. История развития представлений о строении атома. Экспериментальные доказательства сложной структуры атома. Первые модели атома.
2. Разработка Бором теории строения атома водорода. Постулаты Бора. Развитие теории Бора Зоммерфельдом.
3. Объяснение линейчатого спектра водорода.
4. Волновые свойства частиц микромира. Волны Де-Бройля.
5. Двойственная природа электрона. Принцип неопределенности. Уравнение Шредингера.
6. Характеристика состояния электрона в атоме. Квантовые числа.
7. Электронные структуры атомов. Принцип Паули. Правило Хунда.
8. Периодическая система Д.И. Менделеева и строение атомов элементов. Физический смысл периодического закона.
9. Энергетические характеристики атомов - энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность.
10. Изменение вышеназванных величин в периодах и группах Периодической системы Д.И. Менделеева.

Тема: Химическая связь. Взаимодействия между молекулами. Комплексные соединения.

Вопросы для предварительной самостоятельной подготовки

1. Причины образования химической связи. Типы химической связи.
2. Основные характеристики химической связи - длина, направленность, прочность.
3. Метод валентных связей:
 - а) насыщенность, направленность и полярность связи;
 - б) гибридизация электронных облаков и геометрия молекул;
 - в) σ , π -связи. Одинарные и кратные связи.
4. Донорно-акцепторные связи.
5. Водородная связь.
6. Ионная связь. Основные свойства (ненасыщенность, ненаправленность).
7. Металлическая связь.
8. Кристаллическая решетка. Основные понятия.
9. Типы кристаллических решеток. Зависимость свойств вещества от типа кристаллической решетки.

Тема: Зависимость скорости химических реакций от концентрации, температуры и давления. Химическое равновесие.

Вопросы для предварительной самостоятельной подготовки

1. Скорость гомогенных и гетерогенных химических реакций.
2. Зависимость скорости химических реакций от концентрации и природы реагирующих веществ, температуры, давления.
3. Гомогенный и гетерогенный катализ.
4. Обратимые и необратимые реакции.
5. Химическое равновесие.
6. Принцип Ле-Шателье.

Тема: Энергетика химических процессов.

Вопросы для предварительной самостоятельной подготовки

1. Энергетические эффекты химических реакций.
2. Термохимические расчёты.
3. Энтропия и её изменение при химической реакции.
4. Энергия Гиббса и направленность химических реакций.

Тема: Количественные способы выражения состава растворов. Законы разбавленных растворов неэлектролитов.

Вопросы для предварительной самостоятельной подготовки

1. Растворы: растворение веществ, образование сольватов, тепловые эффекты при растворении, качественная и количественная характеристики растворов.
2. Электролиты и неэлектролиты.
3. Основные положения теории электролитической диссоциации.
4. Диссоциация кислот, оснований и солей в водных растворах.
5. Механизм электролитической диссоциации, константа и степень диссоциации, закон разбавления Оствальда.
6. Фазовые превращения в растворах: три закона Рауля, осмос, осмотическое давление и закон Вант-Гоффа.
7. Применимость законов Рауля и Вант-Гоффа к растворам электролитов.

Тема: Вычисление рН растворов солей, оснований, кислот.

Вопросы для предварительной самостоятельной подготовки

1. Электролитическая диссоциация воды.
2. Водородный показатель и гидролиз солей: четыре случая гидролиза солей.
3. Усиление и подавление гидролиза,
4. Константа гидролиза.

Тема: Электрохимические процессы.

Вопросы для предварительной самостоятельной подготовки

1. Окислительно-восстановительные реакции: процессы окисления и восстановления.
2. Важнейшие окислители и восстановители.
3. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом ионно-электронного баланса.
4. Классификация окислительно-восстановительных процессов.
5. Влияние среды на характер протекания окислительно-восстановительных реакций.

6. Направление ОВР.
7. Роль окислительно-восстановительных процессов.
8. Электрохимические процессы.
9. Потенциалы металлических и газовых электродов.
10. Кинетика электродных процессов.
11. Электролиз, применение электролиза.
12. Химические источники тока.
13. Коррозия и защита металлов от коррозии.

Тема: Общие свойства металлов и неметаллов.

Вопросы для предварительной самостоятельной подготовки

1. Общие свойства металлов.
2. Простые вещества и их соединения.
3. Нахождение в природе, получение.
4. Физические и химические свойства металлов.
5. Металлические сплавы и композиты.
6. Основные закономерности химии d-элементов.
7. Химия d-элементов IV-VIII групп периодической системы Д.И. Менделеева.
8. Химия d-элементов I-II групп периодической системы Д.И. Менделеева.
9. Общие свойства неметаллов.
10. Свойства и распространенность неметаллов.
11. Водород. Химия воды.
12. Элементы главных подгрупп IV-VII групп. Общая характеристика.
13. Нахождение в природе, получение.
14. Физические и химические свойства.
15. Важнейшие водородные и кислородные соединения.

II. Письменные работы

1. Контрольная работа (ПР-2). (Средство проверки умений применять полученные знания для решения задач определенного типа по теме или разделу) - Комплект контрольных заданий по вариантам.
2. Лабораторная работа (ПР -6). (Средство для закрепления и практического освоения материала по определенному разделу) - Комплект лабораторных заданий представлен в приложении 3.

Примеры заданий контрольных работ

Контрольная работа №1

«Основные понятия и законы химии»

Вариант 1

1. От чего зависит эквивалент химического элемента:
 - а) от валентности элемента;
 - б) всегда является постоянной величиной?
 - в) от степени окисления элемента.
2. При одинаковых условиях взяты равные объемы азота и кислорода. Каково соотношение масс обоих газов:
 - а) массы газов равны;
 - б) масса кислорода больше массы азота;
 - в) масса азота больше массы кислорода?
3. Чему равна плотность хлора по воздуху:
 - а) 2,44; б) 3,0; в) можно определить только опытным путем?
5. Чему равен эквивалентный объем кислорода при н.у.: а) 22,4 л; б) 5,6 л в) 11,2?
6. На нейтрализацию 0,943 г фосфористой кислоты H_3PO_3 израсходовано 1,291 г КОН. Вычислите эквивалент, эквивалентную массу и основность кислоты. Ответ: а) 0,5 моль, 41 г/моль, 2, б) 1 моль, 98 г/моль, 3; в) 0,5 моль, 98 г/моль, 1.

Вариант 2

1. Фосфор образует два различных по составу хлорида. Эквивалент какого элемента сохраняется в этих соединениях постоянным: а) хлора; б) фосфора; в) никакого.
2. При одинаковых условиях взяты равные объемы фтора и кислорода. Каково соотношение масс обоих газов: а) массы газов равны; б) масса кислорода больше массы фтора; в) масса фтора больше массы кислорода?
3. Чему равна плотность аммиака по водороду: а) 17; б) 8,5; в) можно определить только опытным путем?
5. Какое уравнение соответствует уравнению Клапейрона-Менделеева:
 - а) $PV/T = P_0V_0/T_0$; б) $PV = mRT/M$; в) $P = cRT$.
6. На нейтрализацию 9,797 г ортофосфорной кислоты израсходовано 7,998 г NaOH. Вычислите эквивалент, эквивалентную массу и основность

H_3PO_4 .

а) 0,5; 49; 2; б) 1; 98; 3; в) 0,5; 24,5; 1

Вариант 3

1. Эквивалентная масса металла в 2 раза больше, чем эквивалентная масса кислорода. Во сколько раз масса оксида больше массы металла:

а) 1,5; б) 2; в) 3?

2. Каково соотношение объемов, занимаемых 1 моль хлора и 1 моль хлороводорода:

а) объемы газов равны;

б) объем хлора больше объема хлороводорода;

в) объем хлороводорода больше объема хлора?

3. Чему равна плотность аммиака по кислороду:

а) можно определить только опытным путем; б) 1,88; в) 0,53?

4. 1 л газа (н.у.) весит 1,43 г. Чему равна молекулярная масса газа:

а) 0,32; б) 3,2; в) 32?

6. Исходя из мольной массы углерода и воды, определите абсолютную массу атома углерода и молекулы воды в граммах.

а) $2,0 \cdot 10^{-23}$ г; $3,0 \cdot 10^{-23}$ г; б) $4,0 \cdot 10^{-23}$ г, $6 \cdot 10^{-23}$ г; в) $1 \cdot 10^{-23}$ г, $1,5 \cdot 10^{-23}$ г.

Контрольная работа №2

«Строение атома. Реакционная способность веществ и химическая связь»

Вариант 1

1. Укажите, к каким элементам относится ядро приведенного состава: $9p$, $10n$.? а) К, б) F, в) O

2. В результате химических превращений образовалась заряженная частица. Вычислите заряд частицы; определите, к какому элементу относится ее ядро, напишите символ иона. $82p^+$ и $80e^-$

а) Pb^{2+} , б) Zn^{2+} , в) S^{2-}

3. Какому элементу отвечает приведенная электронная конфигурация? $...4p^6 5s^2$

а) Sr; б) Ba; в) Kr.

4. Какие связи осуществляются в молекуле азота: а) одна σ - и две π -связи; б) две σ - и одна π -связь; в) три σ - связи;

5. Какова структура молекулы BeF_2 а) линейная; б) тетраэдрическая; в) плоского треугольника?

Вариант 2

1. Укажите, к каким элементам относятся ядра приведенного состава: $30p$, $34n$ а) Gd, б) Cu, в) Zn

2. В результате химических превращений образовалась заряженная частица. Вычислите заряд частицы; определите, к какому элементу относится

ее ядро, напишите символ иона. $20p^+$ и $18e^-$ –

а) Mg^{2+} , б) Ca^{2+} , в) O^{2-}

3. За счет какой связи происходит присоединение $[H^+]$ к молекуле NH_3 : а) ковалентной; б) донорно-акцепторной; в) ионной?

4. В какой из молекул угол между валентными связями больше отклоняется от 90° : а) H_2S ; б) H_2Se ; в) H_2Te ?

5. Какой тип гибридизации электронных облаков в тетраэдрической молекуле TiF_4 : а) d^2p^2 ; б) $d^2 s^1 p^1$; в) sp^3 ?

Вариант 3

1. Укажите, к каким элементам относятся ядра приведенного состава: 84 p, 124 n? а) Cd, б) Po, в) U

2. В результате химических превращений образовалась заряженная частица. Вычислите заряд частицы; определите, к какому элементу относится ее ядро, напишите символ иона. $15 p^+$ и $18 e^-$

а) N^{3+} , б) As^{3-} , в) P^{3-}

4. Какова пространственная структура молекулы NF_3 : а) плоского треугольника; б) пирамидальная; в) плоского квадрата)?

5. В какой из указанных молекул угол между валентными связями больше отклоняется от 107° : а) PH_3 ; б) NH_3 ; в) BF_3 ?

6. Какие электроны атома кремния участвуют в образовании гибридных облаков, предшествующем образованию неполярных молекул силана SiH_4 : а) s^2p^2 ; б) $d^1 s^1p^2$; в) sp^3 ?

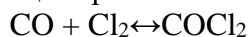
Контрольная работа №3

«Химическая кинетика»

Вариант №1

1) Скорость химических реакций.

2) Написать выражения K_c и K_p следующего равновесного процесса:

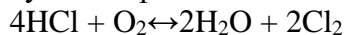


3) Задача: Определить равновесную концентрацию водорода в реакции $2HI \leftrightarrow H_2 + I_2$, если исходная концентрация HI составляет 0.55 моль/л, а константа равновесия K_c равна 0.12.

Вариант №2

1) Факторы, влияющие на скорость химических реакций.

2) Написать выражения K_c и K_p следующего равновесного процесса:

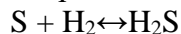


3) Задача: В начальный момент протекания реакции $3H_2 + N_2 \leftrightarrow 2NH_3$ концентрации были (моль/л): $[N_2]=1.5$, $[H_2]=2.5$, $[NH_3]=0$. Каковы концентрации азота и водорода при концентрации аммиака 0.5 моль/л?

Вариант №3

1) Закон действия масс.

2) Написать выражения K_c и K_p следующего равновесного процесса:



3) Задача: При некоторой температуре константа равновесия термической диссоциации $N_2O_4 \leftrightarrow 2NO_2$ равна 0.26. Равновесная концентрация NO_2 равна 0.28 моль/л. Найти равновесную и начальную концентрации N_2O_4 .

Контрольная работа №4

«Растворы»

Вариант №1

- 1) Растворимость вещества.
- 2) Задача: Определить массу гидроксида натрия, необходимую для приготовления 0.1 М раствора объемом 500 мл.
- 3) Задача: Определить массовую долю растворенного вещества и молярность раствора, полученного при растворении 75 г карбоната калия в 300 г воды ($\rho=1.1$ г/мл).

Вариант №2

- 1) Массовая доля.
- 2) Задача: Определить массу раствора с массовой долей хлорида натрия 10% и массу воды, которые необходимы для приготовления раствора массой 500 г с массовой долей соли 2%.
- 3) Задача: Определить молярную концентрацию раствора и его нормальность, в 3 л которого содержится 175.5 г хлорида натрия.

Вариант №3

- 1) Молярная концентрация.
- 2) Задача: Какой объем раствора с массовой долей серной кислоты 96% ($\rho=1.84$ г/мл) нужно взять для приготовления 0.1 М раствора объемом 500 мл?
- 3) Задача: Какой объем воды необходимо добавить к 500 мл раствора ($\rho=1.152$ г/мл) с массовой долей хлорида натрия 20%, чтобы получить раствор ($\rho=1.029$ г/мл) с массовой долей хлорида натрия 4.5%?

Контрольная работа №5

«Окислительно-восстановительные реакции»

Вариант 1

Расставьте степени окисления, укажите окислитель, восстановитель, среду прохождения реакции. Уравняйте методом полуреакций:

- 1) $\text{HNO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{PbSO}_4$
- 2) $\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr}$
- 3) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HBr}$

Вариант 2

Расставьте степени окисления, укажите окислитель, восстановитель, среду прохождения реакции.

Уравняйте методом полуреакций:

- 1) $\text{NO} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 +$
- 2) $\text{SO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnO}_2 +$
- 3) $\text{SO}_2 + \text{HBrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Br}_2$

Вариант 3

Расставьте степени окисления, укажите окислитель, восстановитель, среду прохождения реакции.

Уравняйте методом полуреакций:

- 1) $\text{MnO}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{NaNO}_2$
- 2) $\text{KI} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{MnSO}_4$
- 3) $\text{I}_2 + \text{HOCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{HCl}$

Вопросы для подготовки к экзамену

1. Цели и задачи химии. Основные законы и понятия химии: основные положения атомно-молекулярного учения, моль, количество вещества, закон сохранения массы веществ, закон постоянства состава вещества, закон Авогадро со следствиями, эквивалент, закон эквивалентов, периодический закон Д.И. Менделеева, закон Бойля-Мариотта и Гей-Люссака.
2. Строение атома. Первые модели строения атома. Квантово-механическая теория строения атома, принцип Паули, правило Гунда, правило Клечковского, принцип наименьшей энергии, периодическая система химических элементов, зависимость свойств элементов от строения их атомов.
3. Химическая связь: ковалентная связь, её свойства, механизмы образования, σ - и π -связи, гибридизация атомных орбиталей; ионная связь, её свойства. Взаимодействия между молекулами, водородная связь.
4. Дисперсные системы. Дисперсная фаза и дисперсионная среда. Коллоидные растворы. Электрические свойства и коагуляция коллоидных растворов.
5. Растворы: растворение веществ, образование сольватов, тепловые эффекты при растворении, качественная и количественная характеристики растворов. Электролиты и неэлектролиты. Основные положения теории электролитической диссоциации. Диссоциация кислот, оснований и солей в водных растворах. Механизм электролитической диссоциации, константа и степень диссоциации, закон Оствальда и закон разбавления Оствальда. Фазовые превращения в растворах: три закона Рауля, осмос, осмотическое давление и закон Вант-Гоффа, применимость законов Рауля и Вант-Гоффа к растворам электролитов.
6. Скорость химических реакций. Катализ. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье.
7. Ионно-обменные реакции, условия их необратимости.
8. Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель и гидролиз солей: четыре случая гидролиза солей, усиление и подавление гидролиза, константа гидролиза.
9. Окислительно-восстановительные реакции: процессы окисления и восстановления, важнейшие окислители и восстановители, составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом ионно-электронного баланса, классификация окислительно-восстановительных процессов. Влияние среды на характер протекания окислительно-восстановительных реакций. Направление ОВР. Роль окислительно-восстановительных процессов.
10. Электрохимические процессы. Потенциалы металлических и газовых электродов. Кинетика электродных процессов. Электролиз, применение электролиза. Химические источники тока. Коррозия и защита металлов от коррозии.

11. Химия металлов. Общие свойства металлов. Простые вещества и их соединения. Нахождение в природе, получение. Физические и химические свойства металлов. Металлические сплавы и композиты. Основные закономерности химии d-элементов. Химия d-элементов IV-VIII групп периодической системы Д.И. Менделеева. Химия d-элементов I-II групп периодической системы Д.И. Менделеева.
12. Химия неметаллов. Общие свойства неметаллов. Свойства и распространенность неметаллов. Водород. Химия воды. Элементы главных подгрупп IV-VII групп. Общая характеристика. Нахождение в природе, получение. Физические и химические свойства. Важнейшие водородные и кислородные соединения.



МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования
«Дальневосточный федеральный университет»
(ДФУ)

ШКОЛА ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК ДФУ

МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ
по дисциплине «Неорганическая химия»
Направление подготовки 05.03.06 Экология и природопользование
Форма подготовки очная

г. Владивосток
2016

Лабораторные работы (54 часа)

Лабораторная работа №1-3 (6 часов). Классы неорганических соединений.

Цель: Экспериментально изучить некоторые способы получения и свойства оксидов, оснований, кислот и солей.

Оксиды. Получение и свойства.

Опыт № 1 Поместите небольшое количество порошка серы (или красного фосфора) в ложку для сжигания, нагрейте в пламени спиртовки до воспламенения, внесите в коническую колбу емкостью 250 мл, в которой находится 10 мл дистиллированной воды, и прикройте пробкой.

После прекращения горения оксид растворите в воде, встряхивая колбу. Определите реакцию среды, добавив в раствор 2-3 капли метилоранжа. Напишите уравнения реакций.

Опыт № 2 В сухую пробирку с газоотводной трубкой поместите небольшое количество порошка основного карбоната меди $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ и нагрейте ее на спиртовке. Газоотводную трубку опустите в пробирку с известковой водой. Опишите происходящие процессы с помощью уравнений реакций.

Опыт № 3 Небольшие количества оксида цинка обработайте отдельно 2-3 мл концентрированной щелочи и соляной кислоты. Сделайте вывод о характере оксида цинка, напишите уравнения реакций.

Гидроксиды. Получение и свойства.

Опыт № 4 Осторожно! Опыт выполнять в присутствии преподавателя! В фарфоровую чашку с водой прибавьте 2-3 капли фенолфталеина и опустите небольшой кусочек металлического натрия, предварительно осушенного фильтровальной бумагой и очищенного от окисленного поверхностного слоя. Напишите уравнение реакции.

Опыт № 5 В пробирку поместите порошок оксида кальция и прибавьте 2-3 мл воды, затем – 2-3 капли фенолфталеина. Напишите уравнение реакции.

Опыт № 6 Налейте в пробирку 1 мл раствора сульфата никеля, прибавьте раствор гидроксида натрия до выпадения осадка. Полученный осадок разлейте в две пробирки: в одну прибавьте раствор соляной кислоты, в

другую – избыток щелочи. Объясните происходящие явления, напишите уравнения реакций.

Опыт № 7 В пробирку с раствором хлорида хрома(III) добавьте небольшое количество щелочи до образования зеленовато-серого осадка гидроксида хрома(III). Полученный осадок разлейте в две пробирки: в одну прибавьте раствор соляной кислоты, в другую – избыток щелочи. Объясните происходящие явления, напишите уравнения реакций. Аналогичные опыты проделайте с растворами хлорида железа(III) и хлорида алюминия.

Кислоты. Получение и свойства.

Опыт № 8 В пробирку с водой пропустите углекислый газ из аппарата Кипа. Определите среду раствора с помощью универсальной индикаторной бумаги. Напишите уравнение реакции.

Опыт № 9 Опыт выполнять в вытяжном шкафу! Поместите в пробирку 1г кристаллического хлорида натрия, прибавьте 5-6 капель концентрированной серной кислоты. К отверстию пробирки поднесите смоченную водой индикаторную бумажку и определите характер образующегося газообразного вещества. Напишите уравнение реакции.

Опыт № 10 К раствору силиката натрия прилейте разбавленный раствор соляной кислоты. Что выпадает в осадок? Напишите уравнение реакции.

Опыт № 11 Опыт выполнять в вытяжном шкафу! Поместите небольшие количества цинка и меди в отдельные пробирки. Испытайте действие концентрированной и разбавленной соляной, серной и азотной кислот на каждый образец. Определите, какой газ выделяется при каждом взаимодействии. Напишите уравнения реакций.

Соли. Получение и свойства.

Опыт № 12 В пробирку с раствором хлорида бария прибавьте небольшое количество раствора сульфата натрия до образования осадка. Напишите уравнение реакции.

Опыт № 13 В пробирку с насыщенным раствором карбоната натрия прибавьте раствор соляной кислоты. Определите, какой газ выделяется. Напишите уравнение реакции.

Опыт № 14 Поместите гранулу цинка в пробирку с раствором сульфата меди. Что при этом наблюдается? Напишите уравнение реакции.

Лабораторная работа №10-11 (4 часа). ИЗУЧЕНИЕ ЗАВИСИМОСТИ СКОРОСТИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ ОТ РАЗЛИЧНЫХ ФАКТОРОВ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ.

Цель: Экспериментально изучить зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ, температуры, присутствия катализатора; влияние величины поверхности на скорость гетерогенной химической реакции. Смещение химического равновесия.

Опыт № 1 Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ

Налейте в четыре стаканчика следующие растворы:

- 1) 10 мл 0.1 М раствора тиосульфата натрия + 30 мл воды;
- 2) 20 мл 0.1 М раствора тиосульфата натрия + 20 мл воды;
- 3) 30 мл 0.1 М раствора тиосульфата натрия + 10 мл воды;
- 4) 40 мл 0.1 М раствора тиосульфата натрия.

Последовательно в каждый стаканчик прилейте по 10 мл 0.05 М раствора кислоты. Отметьте с помощью секундомера промежутки времени от момента сливания растворов до появления мути, вызванной началом выпадения в осадок серы, в соответствии с уравнением:



Вычислите относительную скорость реакции по формуле:

$$v_{\text{отн.}} = \frac{100}{\tau}, \text{ где } \tau - \text{ время (по секундомеру), в секундах.}$$

Результаты занесите в таблицу:

№ опыта	Объем раствора серной кислоты (мл)	Объем раствора тиосульфата натрия	Объем воды (мл)	Общий объем (мл)	Молярная концентрация тиосуль	Время в секундах	Относительная скорость реакции $V_{\text{отн.}}$

		(мл)			фата	τ	
--	--	------	--	--	------	--------	--

Найденную зависимость скорости от концентрации изобразите графически, отложив по оси абсцисс концентрацию тиосульфата, а по оси ординат - относительную скорость. Сделайте вывод.

Опыт № 2 Зависимость скорости реакции от температуры.

Налейте в стаканчик 10 мл 0.1 М раствора тиосульфата натрия. Прилейте к нему при комнатной температуре 10 мл 0.05 М раствора серной кислоты. Определите с помощью секундомера время прохождения реакции (аналогично опыту 1). Второй опыт проведите аналогично, но при температуре, на 10°C выше комнатной. Для этого стаканчики с растворами нагрейте на водяной бане, контролируя температуру воды термометром (следует выдержать растворы не менее 5 минут).

Сделайте вывод о влиянии температуры на скорость реакции.

Опыт № 3 Влияние катализатора на скорость химической реакции.

В две пробирки налейте по 5 мл 3%-ного раствора перекиси водорода. В одну из них поместите несколько кристалликов оксида марганца(IV). Качественно сравните скорость реакции разложения перекиси в этих пробирках:



Какую роль играет оксид марганца(IV)?

Опыт № 4 Влияние величины поверхности на скорость гетерогенной химической реакции.

Уравновесьте на весах маленький кусочек мрамора и порошкообразный мрамор. Приготовьте две пробирки с равными объемами растворов соляной кислоты (2-3 мл). Одновременно стряхните с бумажек кусочек мрамора в одну пробирку, порошок – в другую. Отметьте с помощью секундомера время окончания реакций в обеих пробирках. Сделайте вывод о влиянии величины поверхности на скорость реакции.

Опыт № 5 Смещение химического равновесия.

Налейте в стакан 15 мл 0.1 N раствора хлорида железа(III) и такой же объем 0.1 N раствора роданида калия. Обратите внимание на появление красной окраски при смешении растворов. Напишите уравнение реакции.

Полученный раствор разделите поровну в 4 пробирки. В первую пробирку добавьте несколько капель концентрированного раствора хлорида железа(III), в другую – несколько капель концентрированного раствора роданида калия. В третью пробирку добавьте щепотку кристаллического хлорида калия. Четвертую пробирку оставьте для сравнения.

Дайте объяснение различной интенсивности окраски растворов в пробирках. Напишите выражения константы химического равновесия данной реакции.

Лабораторная работа №14-15 (4 часа). ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРА КИСЛОТЫ ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ. ТИТРОВАНИЕ.

Цель: Приготовить раствор кислоты заданной концентрации и определить точную концентрацию кислоты методом титрования.

В цилиндр налейте раствор серной (соляной) кислоты, опустите ареометр, определите плотность кислоты. Для быстрого определения относительной плотности жидкости применяют так называемые *ареометры*. Это - стеклянная трубка, расширяющаяся внизу и имеющая на конце стеклянный шарик, заполненный дробью или специальной массой. В верхней узкой части ареометра имеется шкала с делениями. Чем меньше относительная плотность жидкости, тем глубже погружается в нее ареометр.

Для определения относительной плотности при помощи ареометра жидкость наливают в стеклянный цилиндр емкостью не менее 0.5 л. Размер цилиндра должен соответствовать размерам ареометра. Уровень жидкости в цилиндре должен быть на несколько сантиметров ниже края цилиндра, чтобы избежать переливания ее через край. Погружать ареометр в жидкость следует осторожно, не выпуская его из рук до тех пор, пока не станет очевидным, что он плавает. Ареометр должен находиться в центре цилиндра и ни в коем случае не касаться стенок и дна цилиндра. Отсчет проводят по делениям шкалы ареометра. Деление, против которого установился *верхний* мениск жидкости, характеризует величину плотности. По справочнику определите, какая массовая доля кислоты соответствует данной плотности.

Рассчитайте, сколько мл этой кислоты нужно взять для приготовления 250 мл 0.1 н раствора серной (соляной) кислоты. Рассчитанное количество кислоты отмерьте пипеткой и вылейте в мерную колбу (емкостью 250 мл). Долейте в мерную колбу дистиллированной воды до метки; оттитруйте приготовленный раствор кислоты раствором щелочи с известным титром.

Алгоритм расчета объема исходного раствора кислоты

1. Найти, сколько моль эквивалентов кислоты необходимо для приготовления заданного раствора по формуле:

$$V_{\text{экв. (кислоты)}} = V_{\text{р-ра}} \cdot C_N,$$

где: $V_{\text{р-ра}}$ - объем раствора, в литрах, который надо приготовить;

C_N - нормальная концентрация заданного раствора.

2. Найти массу данного количества эквивалентов кислоты по формуле:

$$m = v_{\text{экв.}} \cdot M_{\text{Э}},$$

где: $M_{\text{Э}}$ - молярная масса эквивалента кислоты.

$M_{\text{Э}}(\text{HCl}) = M/1 = 36.5$ г/моль; $M_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = M/2 = 49$ г/моль.

3. Найти, в какой массе исходного раствора содержится нужная Вам масса кислоты: где: - массовая доля кислоты в исходном растворе.

4. Найти объем исходного раствора по формуле:

где: - плотность, определенная экспериментально с помощью ареометра.

Определение точной концентрации кислоты методом титрования

Определение концентрации раствора кислоты, основанное на реакции нейтрализации, выполняется следующим образом:

1. Чисто вымытую бюретку установите вертикально в зажиме штатива и ополосните ее несколькими миллилитрами того раствора кислоты, который будет затем наливаться в бюретку.

2. Налейте в бюретку приготовленный раствор кислоты и установите уровень жидкости на нулевом делении, считая по нижнему мениску, уберите воронку из бюретки. Следите, чтобы кончик бюретки был заполнен раствором и не содержал пузырьков воздуха.

3. Ополосните чистую пипетку раствором щелочи известной концентрации, отмерьте ею 10 мл раствора и вылейте его в коническую колбочку, прибавив туда 1-2 капли индикатора метилоранжа.
4. Поместите колбочку с раствором щелочи под бюретку и приливайте постепенно раствор кислоты из бюретки в колбочку до нейтрализации раствора щелочи, то есть до изменения цвета раствора от желтого до слабозарозового. Прибавляйте раствор в колбу небольшими порциями при непрерывном перемешивании. Изменение окраски раствора должно произойти от прибавления одной лишней капли раствора кислоты. После этого отмерьте уровень жидкости в бюретке, считая по *нижнему* мениску. Титрование повторите 3 раза. Отклонение результатов отдельных титрований не должно превышать 0.2 мл (данные с большим отклонением в расчет не принимать).

Лабораторная работа №16-17 (4 часа). СВОЙСТВА РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ.

Цель: Сравнить значения водородного показателя, полученные экспериментально и теоретически, изучить влияние температуры на гидролиз солей. Изучить условия протекания ионно-обменных реакций.

Опыт № 1 Определение pH растворов.

С помощью универсального индикатора определите pH следующих растворов:

- 1) 0.1N раствора соляной кислоты;
- 2) 0.1N раствора уксусной кислоты;
- 3) 1% - ного раствора аммиака.

Подтвердите полученные результаты, рассчитав pH исследованных растворов. При проведении расчетов воспользуйтесь следующими данными:

$$\alpha (0,1N \text{ раствора } HCl) = 0,83$$

$$K_{\text{ион}} (CH_3COOH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$K_{\text{ион}} (NH_3 \cdot H_2O) = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$\rho(1\% \text{ раствора } \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 0,99 \text{ г/мл}$$

Опыт № 2 Реакции ионного обмена в электролитах.

Проведите указанные ниже реакции:

- а) внесите в пробирку 8 – 10 капель раствора хлорида бария и прибавьте к нему раствор сульфата натрия до образования осадка;
- б) к раствору сульфата меди (II) прилейте раствор гидроксида натрия до выпадения осадка;
- в) внесите в пробирку 8 – 10 капель раствора хлорида кальция и прибавьте к нему раствор карбоната натрия до образования осадка

Запишите молекулярные, полные ионные и сокращенные ионные уравнения реакций. Укажите вещества, выделяющиеся в осадок, их цвет.

Опыт №3. Налейте в пробирки по 2 мл 1N растворов хлорида калия, сульфата алюминия, карбоната натрия, хлорида железа, сульфита натрия. Растворы испытайте универсальным индикатором, определите их pH, результаты запишите в таблицу:

№	Вещество	Цвет универсального индикатора в водном растворе данной соли	pH среды
---	----------	--	----------

Сделайте вывод, какие из этих солей подвергаются гидролизу и почему. Выводы подтвердите уравнениями реакций.

Опыт № 4 Влияние температуры на гидролиз.

- а) Налейте в две пробирки по 3 мл 1N раствора ацетата натрия и прибавьте по 3 капли фенолфталеина. Затем одну пробирку с раствором нагрейте, а вторую - оставьте для сравнения. Обратите внимание на изменение цвета раствора. Хорошо охладите первую пробирку и опишите изменение цвета раствора. Дайте объяснение наблюдаемым явлениям.
- б) В пробирке смешайте равные объемы 0.1N растворов хлорида железа и ацетата натрия. Нагрейте смесь до кипения. Обратите внимание на выпадение осадка. Напишите уравнение реакции.

Лабораторная работа №18 (2 часа). ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПРОЦЕССЫ.

Цель: Изучить влияние среды на окислительно-восстановительные процессы и виды окислительно-восстановительных реакций.

Опыт № 1 Окислительные свойства перманганат-иона

В три пробирки налейте по 0,5 мл раствора перманганата калия. Раствор в первой пробирке подкислите несколькими каплями разбавленной серной кислоты, во вторую пробирку прилейте разбавленный раствор гидроксида калия. Во все три пробирки прибавьте по каплям раствор сульфита натрия до изменения окраски.

Чем объясняется изменение окраски? Какое влияние оказывает среда на ход процесса? Какую роль выполняет сульфит – ион в указанных процессах?

Напишите ионно-электронные схемы и молекулярные уравнения всех трех процессов.

Опыт № 2 Окислительно-восстановительные свойства сульфит-иона

К небольшому количеству раствора сульфита натрия, подкисленного серной кислотой, прибавьте сероводородной воды до помутнения раствора. Какие свойства проявляет сульфит-ион в данной реакции? Сравните с его поведением в предыдущих процессах. Составьте ионно-электронные схемы и молекулярное уравнение реакции.

Опыт № 3 Окислительно-восстановительные свойства нитритов

Возьмите две пробирки. В первую налейте 0,5 мл раствора бихромата калия, во вторую – такое же количество раствора иодида калия. Подкислите оба раствора несколькими каплями разбавленной серной кислоты и прибавьте в обе пробирки раствор нитрита калия до изменения окраски. Что наблюдается?

Напишите ионно-электронные схемы реакций и объясните, какова роль нитрит-иона в рассмотренных процессах.

Опыт № 4 Реакции, в которых окислитель (или восстановитель) выполняет одновременно роль среды

а) Поместите в пробирку кусочек медной проволоки и прилейте 5-6 капель концентрированной азотной кислоты. Выделение какого газа наблюдается?

б) Поместите в пробирку 1г кристаллического бихромата калия, прибавьте 5-6 капель концентрированной соляной кислоты и слегка нагрейте. Что

наблюдается? Напишите уравнения реакций и составьте ионно-электронные схемы. Какую роль выполняют кислоты в рассмотренных процессах?

Опыт № 5 Реакции самоокисления и самовосстановления.

К свежеприготовленной бромной (или хлорной) воде объемом 0,5 мл прибавьте по каплям концентрированный раствор гидроксида натрия. Чем обусловлено обесцвечивание бромной воды? Составьте ионно-электронные схемы процесса. Что является окислителем и восстановителем в данной реакции?

Лабораторная работа №20-23 (8 часов). Общие свойства неметаллов

I. Водород. Перекись водорода

Правила работы с водородом

Работа с водородом требует большой осторожности. Водород горюч и в смеси с кислородом или воздухом образует взрывчатую смесь. Если водород необходимо получить в приборе и поджечь при выходе из него, то следует из прибора до опыта вытеснить весь воздух, затем проверить водород на чистоту. Для этого надо приготовить две пробирки, надеть на газоотводную трубку сухую пробирку, через 5-10 секунд снять ее, закрыв отверстие пробирки большим пальцем, и поставить на ее место вторую. Поднести к заполненной водородом пробирке горящую лучину. (Как нужно держать пробирку при зажигании в ней водорода?). Проверку чистоты выделяющегося водорода производить до тех пор, пока собранный газ не будет загораться почти без звука. Только убедившись в чистоте водорода, можно поджечь его горячей лучиной у отверстия прибора. При работе с нагревательными приборами, через которые проходит водород, категорически запрещается прерывать ток водорода до достижения реакционным сосудом комнатной температуры.

Опыт № 1. Способы получения водорода.

а) Действие металла на кислоту.

Поместите в пробирку 3-5 кусочков зернистого (гранулированного) цинка, прилейте 5 мл соляной кислоты (1:1) и закройте отверстие пробирки пробкой с газоотводной трубкой. Проверьте водород на чистоту. Убедившись в чистоте выделяющегося водорода (в присутствии преподавателя), подожгите его горячей лучиной у отверстия газоотводной трубки. Опрокиньте над пламенем водорода холодную стеклянную воронку. Что наблюдается?

б) Действие металла на щелочь.

Положите в пробирку несколько кусочков стружки алюминия, прилейте к ним раствор едкого натра. Если реакция идет плохо, осторожно подогрейте. Определите, какой газ выделяется.

в) Действие металла на воду.

Заполните пробирку до краев водой. Закрыв отверстие пальцем, опрокиньте пробирку в ванну с водой и в таком положении закрепите в лапке штатива. Заверните несколько кусочков металлического кальция в марлю и быстро при

помощи щипцов подведите металл под пробирку. Определите, какой газ выделяется.

Опыт № 2. Перекись водорода.

В практикуме обычно используются водные растворы перекиси водорода (1-30%-ные). Работа с безводной перекисью водорода и с растворами концентрацией выше 30% в практикуме запрещается. Растворы пероксида водорода запрещается хранить на свету и в склянках с притертыми пробками.

а) Получение перекиси водорода.

В колбу емкостью 50 мл налейте 20 мл 5%-ного раствора серной кислоты и охладите её до 0°C. Взбалтывая содержимое колбы, в течение 5-10 мин. всыпайте в нее небольшими порциями около 1 г пероксида бария. Полученный раствор перекиси водорода отфильтруйте от осадка.

б) Кислотные свойства перекиси водорода.

В пробирку налейте 4-5 мл воды, прибавьте 5-7 капель раствора лакмуса и разделите поровну на две пробирки. В одну пробирку прибавьте несколько капель раствора перекиси водорода и сравните окраски растворов.

Получите раствор алюмината натрия прибавлением к раствору соли алюминия раствора едкого натра до исчезновения осадка. К полученному раствору прибавьте по каплям перекись водорода. Выпадает гидроксид алюминия. Написать уравнения реакций по стадиям.

в) Каталитическое разложение перекиси водорода.

Налейте в пробирку 1-2 мл 3%-ного раствора перекиси водорода и всыпьте немного двуокиси марганца. Испытайте выделяющийся газ лучинкой.

г) Окислительные свойства перекиси водорода.

К 2-3 мл раствора иодида калия прилейте столько же 20%-ного раствора серной кислоты. Затем добавьте по каплям раствор перекиси водорода. Что наблюдается? Разбавьте раствор водой и внесите в него 1-2 капли раствора крахмала. Что происходит?

д) Отбеливающие свойства перекиси водорода.

Положите в пробирку небольшой кусочек окрашенной ткани, прилейте 1 мл 50%-го раствора аммиака и 2 мл раствора перекиси водорода. Наблюдайте через некоторое время изменение цвета ткани.

е) Восстановительные свойства перекиси водорода.

Налейте в пробирку 2 мл раствора перманганата калия и подкислите его 2-3 каплями 20%-ного раствора серной кислоты. Полученный раствор по каплям прилейте к раствору перекиси водорода. Какой газ выделяется?

II. Получение и свойства свободных галогенов

Галогены токсичны, а многие их соединения склонны к воспламенению и взрывоопасны. Работа со фтором и фосгеном в практикуме запрещается. Опыты с галогенами следует проводить только под тягой.

При получении хлора взаимодействием перманганата калия с соляной кислотой необходимо в приборе после колбы с реакционной смесью помещать пустую или заполненную водой промывалку и лишь за нею - склянки с

осушителями (H_2SO_4 , CaCl_2 , P_2O_5). Следует помнить, что при взаимодействии концентрированной H_2SO_4 с KMnO_4 может произойти взрыв!

Остатки KMnO_4 (или MnO_2) после получения хлора следует вылить в "склянки для слива".

Опыт № 1. Получение хлора из соляной кислоты действием окислителей.

а) Насыпьте в пробирку щепотку двуокиси марганца, прилейте 1-3 мл концентрированной соляной кислоты. Осторожно, движением руки, понюхайте хлор. Пробирку поднесите к белому экрану, обратите внимание на цвет газа.

б) Насыпьте в пробирку несколько кристалликов перманганата калия, поставьте ее в штатив и прилейте 1-2 мл концентрированной соляной кислоты. Что наблюдается?

в) Разотрите в фарфоровой ступке бихромат калия, насыпьте немного в пробирку и прилейте 2-3 мл концентрированной соляной кислоты. Содержимое пробирки слегка нагрейте. Что наблюдается?

Опыт № 2. Свойства хлора: взаимодействие с металлами и неметаллами.

а) В наполненную хлором банку внесите предварительно нагретую железную проволоку (или пучок медной фольги). Что наблюдается?

б) В банку с хлором всыпьте мелкоизмельченную сурьму. Что наблюдается?

в) В железную ложечку взять немного красного фосфора, подогрейте и внесите в банку с хлором. Что происходит?

Опыт № 3. Свойства йода.

а) Налейте в две пробирки воды и опустите в них по одному кристаллику йода. Содержимое пробирок сильно взболтайте. Какова растворимость йода в воде? В одну пробирку налейте немного четыреххлористого углерода, взболтайте, другую оставьте для сравнения. Объясните происходящие процессы.

б) К 5 мл йодной воды прилейте раствор щелочи до исчезновения окраски раствора. Полученный раствор подкислите раствором серной кислоты. Объясните происходящие явления.

в) Насыпьте в пробирку немного порошка магнезия, затем прилейте 5-6 мл йодной воды и встряхните. Объясните исчезновение окраски.

Опыт № 4. Получение хлороводорода и соляной кислоты.

Насыпьте в пробирку слой хлорида натрия (около 1 см высотой), смочите его водой и прилейте не более четверти пробирки концентрированной серной кислоты. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, нагрейте и наполните выделяющимся хлороводородом сухую пробирку, опустив конец газоотводной трубки на дно пробирки. Когда над отверстием пробирки появится обильный дым, быстро закройте отверстие пробирки пальцем и, перевернув, погрузите ее отверстием в сосуд с водой, а затем отнимите палец. Наблюдайте поглощение хлороводорода водой и поднятие воды в пробирке.

Исследуйте на лакмус реакцию полученного раствора и действие его на порошок магния.

III. Кислород

Опыт № 1. Получение кислорода разложением солей.

В две сухие пробирки насыпьте понемногу хлората калия и перманганата калия. Нагрейте пробирки. Тлеющей лучинкой испытайте газ, выделяющийся из пробирок. Написать уравнения реакций разложения солей.

Опыт № 2. Взаимодействие кислорода с металлами и неметаллами.

Нагрейте в пробирке перманганат калия. Наполните кислородом под водой пять больших пробирок, оставив в каждой из них 1-2 мл воды. После заполнения пробирок кислородом поставьте их в штатив, закрыв каждую пробкой. Внесите в пробирки с кислородом в ложечке для сжигания предварительно накалинные на воздухе красный фосфор, кусочек серы, уголь. Наблюдайте интенсивное горение этих веществ в кислороде и сравните с интенсивностью горения на воздухе.

Скрутите спиралью отрезок стальной проволоки и прикрепите его к концу ложечки для сжигания. Присоедините к проволоке кусочек корковой пробки. Подожгите пробку и быстро внесите в пробирку с кислородом. Что происходит? В пятую пробирку внесите нагретую медную проволоку.

IV. Сера и ее соединения

Пары серы в присутствии воздуха могут взрываться. Взвешенная в воздухе пыль серы также взрывоопасна. Тонкоизмельченная сера склонна к самовозгоранию в присутствии влаги, при контакте с окислителями, в смеси с углем.

Выполнять опыты с расплавленной серой можно только в очках и под тягой.

Опыт № 1. Аллотропические видоизменения серы.

а) *Ромбическая сера.* В сухую пробирку поместите несколько кусочков серы, прилейте 2 мл четыреххлористого углерода (или хлороформа). Пробирку несколько раз хорошо встряхните, чтобы часть серы растворилась. Полученный раствор слейте на часовое стекло и оставьте в вытяжном шкафу для испарения. Каплю раствора поместите на предметное стекло и рассмотрите под микроскопом. Зарисуйте кристаллы серы.

б) *Призматическая сера.* Небольшой тигель наполните на $\frac{3}{4}$ кусочками черенковой серы и медленно расплавьте ее. Поставьте тигель охлаждаться, следя за образованием кристаллов. Когда кристаллы почти сомкнутся в центре, быстро вылейте не успевшую остыть серу в стакан с водой. Рассмотрите под микроскопом и зарисуйте кристаллы серы, оставшиеся на стенках тигля. Серу, находящуюся в стакане с водой, оставьте для следующего опыта.

в) *Пластическая сера.* Сухую пробирку наполните наполовину кусочками серы, укрепите зажимом и нагрейте на горелке. Наблюдайте плавление и изменение вязкости серы. Объясните происходящие явления. Когда сера закипит, вылейте в стакан с холодной водой. Образовавшуюся массу выньте из воды, высушите фильтровальной бумагой. Испытайте тягучесть серы, ее

растворимость в бензоле. Сравните физические свойства пластической серы с серой, полученной в предыдущем опыте. Сохраните пластическую серу до следующего занятия и снова изучите ее физические свойства.

Опыт № 2. Гидриды серы.

Сероводород - бесцветный ядовитый газ с неприятным специфическим запахом. Концентрация сероводорода в воздухе более 1 мг/м^3 опасна для жизни. Причем надо помнить, что происходит привыкание к запаху сероводорода, поэтому им можно отравиться, не почувствовав опасного повышения концентрации. Первая помощь: свежий воздух, покой, тепло, молоко с содой, вдыхание кислорода.

Работать с сероводородом можно только под тягой, часто проветривая помещение. Растворы, содержащие сероводород, запрещается выливать в канализацию. Их следует сначала обезвредить (например, добавлением нитрата свинца). Выпавший осадок сульфида свинца отделить от раствора и поместить в банку для твердых отходов.

Опыт № 3. Получение сероводорода

а) Положите в пробирку 1-2 г сульфида железа (тяга!) и прилейте 3 мл 20%-ного раствора соляной кислоты. Закройте пробирку пробкой с газоотводной оттянутой трубкой. Что наблюдается?

б) Соберите прибор (рис. 10), заменив промывалку 2 пробиркой, и проверьте его герметичность. Положите в пробирку (2) 1-2 г серы и закройте ее пробкой, снабженной двумя изогнутыми трубками. В пробирку (3) налейте немного

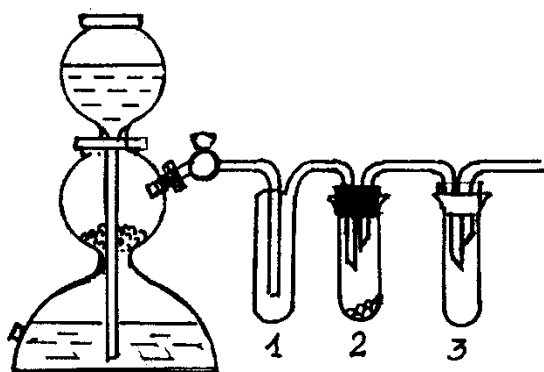


Рис. 8. Прибор для получения сероводорода

раствора медного купороса. Присоедините к пробирке (2) через промывалку (1) с концентрированной серной кислотой аппарат Киппа, служащий источником получения водорода. Пропустите через прибор ток водорода, проверьте его чистоту. Не прекращая пропускать водород и осторожно нагревая пробирку пламенем горелки, доведите серу до плавления. Что происходит с

раствором медного купороса? Охладите систему в токе водорода.

Опыт № 4. Свойства сероводорода.

а) Осторожным движением руки определите запах выделяющегося газа. Подожгите лучинкой сероводород и, держа над пламенем влажную лакмусовую бумажку, наблюдайте изменение ее окраски.

б) Внесите в пламя сероводорода холодную крышку от тигля. Что появляется на поверхности крышки?

в) Налейте в ряд пробирок бромной, хлорной воды и подкисленных растворов перманганата калия, дихромата калия. Пропустите во все пробирки ток сероводорода. Что происходит?

г) Газоотводную трубку от прибора для получения сероводорода опустите в колбу с водой. Пропускайте сероводород в течение нескольких минут. Испытайте полученную сероводородную воду индикатором.

Лабораторная работа №24-27. Общие свойства металлов (8 часов).

Опыт №1. Взаимодействие натрия с водой. Осторожно! Опыт выполнять в присутствии преподавателя!

В кристаллизатор налейте воды и добавьте несколько капель раствора фенолфталеина. Отрежьте скальпелем на листе фильтровальной бумаги от куска натрия небольшие, величиной с горошину, “дольки”. Кусочки натрия обсушите фильтровальной бумагой и опустите в кристаллизатор. Прежде чем взять очередной кусочек металла, тщательно протрите концы пинцета фильтровальной бумагой, чтобы не занести в бюксы воду. Написать уравнение химической реакции.

Опыт №2. Взаимодействие кальция с водой.

Заполните пробирку до краев водой. Закрыв отверстие пальцем, опрокиньте пробирку в ванну с водой и в таком положении закрепите в лапке штатива. Заверните несколько кусочков металлического кальция в марлю и быстро при помощи щипцов подведите металл под пробирку. Определите, какой газ выделяется. Написать уравнение химической реакции.

Опыт №3. Химические свойства оксида кальция.

В пробирку поместите порошок оксида кальция и прибавьте 2-3 мл воды, затем – 2-3 капли фенолфталеина. Написать уравнение химической реакции.

Опыт №4. Химические свойства алюминия и его соединений.

а) Взаимодействие алюминия со щёлочью.

Положите в пробирку несколько кусочков стружки алюминия, прилейте к ним раствор едкого натра. Если реакция идет плохо, осторожно подогрейте. Определите, какой газ выделяется. Написать уравнение химической реакции.

б) Получение гидроксида алюминия (способ 1).

Получите раствор алюмината натрия прибавлением к раствору соли алюминия раствора едкого натра до исчезновения осадка. К полученному раствору прибавьте по каплям перекись водорода. Выпадает гидроксид алюминия. Написать уравнения химических реакций по стадиям.

в) Получение гидроксида алюминия (способ 2).

Отвесьте 0,5 г металлического алюминия и растворите его в рассчитанном количестве 10%-ного раствора щелочи. Полученную жидкость отфильтруйте от нерастворившейся примеси и разделите на две неравные части. В большую часть пропустите ток углекислого газа. Объясните происходящее явление. К меньшей части раствора, нагретой до кипения, прилейте несколько мл насыщенного раствора хлорида аммония. Что при этом наблюдается? Написать уравнения химических реакций. Выпавший осадок промойте

несколько раз водой путем декантации, отсосите и высушите в шкафу, постепенно повышая температуру до 100°.

г) Свойства гидроксида алюминия.

Налейте в три пробирки 3-5 мл раствора соли алюминия. В первые две пробирки прилейте осторожно, по каплям, раствор едкого натра до образования объемистого осадка. В третью пробирку прилейте раствор гидрата аммиака. Написать уравнения химических реакций. Подействуйте на образовавшиеся осадки соляной кислотой, избытком едкого натра, избытком гидрата аммиака.

Свойства металлов побочных подгрупп

I. Подгруппа титана

Опыт №1. Свойства титана.

а) На порошок титана подействовать разбавленной серной (или соляной) кислотой. Отметить отсутствие взаимодействия. Нагреть пробирку, объяснить появление окраски. Написать уравнение химической реакции.

б) Депассивация титана в присутствии фторид-ионов. На порошок титана подействовать разбавленной уксусной кислотой. Обратить внимание на отсутствие взаимодействия. Добавить в пробирку немного фторида аммония. Объяснить наблюдаемое явление. Написать уравнение химической реакции.

Опыт № 2. Восстановление соединений титана(IV).

В пробирку с тетрахлоридом титана, подкисленным соляной кислотой, бросьте 2-3 кусочка цинка. Через некоторое время раствор окрашивается в фиолетовый цвет, характерный для титана(III). Написать уравнение химической реакции. Полученный раствор разлейте в 3 пробирки. Одну пробирку оставьте стоять в штативе, наблюдайте постепенное исчезновение окраски. К раствору во второй пробирке прилейте по каплям раствор перманганата калия. Что происходит? К раствору в третьей пробирке добавьте 2-3 мл 2 н раствора едкого натра. Обратите внимание на цвет выпавшего осадка. Испытать отношение гидрата окиси титана(III) к кислороду воздуха, а также к 10%-ным растворам соляной кислоты и щелочи. Написать уравнения химических реакций. Какими свойствами обладают соединения титана низшей степени окисления?

II. Подгруппа ванадия

Опыт № 1. Соли ванадиевой кислоты.

Налить в пробирку 1-1.5 мл раствора ванадата натрия и прилить в одну из них раствор нитрата серебра, в другую – хлорида аммония. Написать уравнения химических реакций. К насыщенному раствору ванадата натрия прилить 48%-ный раствор азотной кислоты. Как меняется окраска раствора? Написать уравнение химической реакции.

Опыт № 2. Соединения ванадия низшей степени окисления.

В раствор ванадата натрия, подкисленного 20%-ным раствором соляной кислоты, бросить 4-5 кусочков гранулированного цинка. Наблюдать, как изменяется окраска раствора. По мере появления новой окраски отливать по 1 мл раствора в чистые пробирки и закрывать пробкой. Объяснить появление

голубой, зеленой фиолетовой окраски растворов. Написать уравнения химических реакций последовательного восстановления соединений ванадия. Растворы солей сохранить.

Опыт № 3. Получение и свойства гидроксида ванадия(III).

В пробирку с раствором соли ванадия(III), полученным в предыдущем опыте, добавить по каплям 2 н раствор щелочи до выпадения осадка гидроксида ванадия(III). Исследовать отношение полученного гидроксида к щелочам и 2 н раствору серной кислоты. Написать уравнения химических реакций.

Опыт № 4. Получение и свойства гидроксида ванадия(II).

В пробирку с раствором соли ванадия(II), полученным в 4 опыте, прибавить по каплям раствор щелочи до образования осадка. Полученный раствор разделить в две пробирки, в одну добавить немного 2 н раствора серной кислоты, в другую - 2 н раствора щелочи. Какой характер гидроксида ванадия(II)? Написать уравнения химических реакций.

Подгруппа хрома

Опыт № 1. Свойства солей хромовых кислот.

а) К раствору хромата калия добавить разбавленной серной кислоты, к раствору дихромата калия добавить раствор щелочи. Объяснить наблюдаемое изменение окраски раствора. Написать уравнения химических реакций.

б) К раствору хромата и дихромата калия прилить раствор сульфида аммония и подогреть. Как изменяется окраска раствора? Написать уравнение химической реакции. Испытать, как реагирует подкисленный раствор хромата или дихромата калия с сероводородом, солью железа(II). Написать уравнения химических реакций.

Опыт № 2. Пероксидные соединения хрома(VI).

К 2-3 мл раствора дихромата калия, подкисленного серной кислотой, прилить 1-2 мл перекиси водорода и добавить около 1 мл эфира. Смесь взболтать. Каков цвет растворов – эфирного и водного? Дать объяснение, написать уравнение химической реакции.

Опыт № 3. Кислородные соединения хрома(III).

В маленький фарфоровый тигель насыпать измельченный дихромат аммония, поставить его на фарфоровый треугольник в кольце штатива и поджечь, внизу расстелить лист бумаги. Собрать образовавшуюся окись хрома. Написать уравнение химической реакции.

Опыт № 4. Свойства оксида хрома(III).

Изучить отношение оксида хрома к растворам кислот и щелочей. Объяснить наблюдаемое. Как можно перевести в раствор оксид хрома?

III. Подгруппа марганца.

Опыт № 1. Свойства перманганата калия.

а) Окислительные свойства перманганата калия в щелочной среде.

К нескольким каплям перманганата калия добавить немного щелочи и раствора сульфита калия. Как изменяется цвет раствора и почему? Написать уравнение химической реакции.

б) Окислительные свойства перманганата калия в нейтральной среде.

К небольшому количеству раствора перманганата калия в пробирке прилить раствор сульфита калия. Как изменяется окраска раствора? Что выпадает в осадок? Написать уравнение химической реакции.

в) Окислительные свойства перманганата калия в кислой среде.

Налить в три пробирки по 0.5-1.0 мл раствора перманганата калия, подкислить серной кислотой, добавить соответственно растворы сульфита калия, сульфата железа(II), сероводородной кислоты. Как изменяется окраска растворов? Написать уравнения химических реакций. Как влияет среда на характер восстановления перманганатов? Подтвердить значениями потенциалов.

Опыт № 2. Получение оксида марганца (IV) и его свойства.

а) На раствор соли марганца(II) в присутствии щелочи подействовать бромной водой. Каков цвет образовавшегося осадка? Написать уравнение химической реакции.

б) На небольшое количество двуоксида марганца подействовать концентрированной соляной кислотой. Что образуется? Написать уравнение химической реакции.

Опыт № 3. Получение и свойства гидроксида марганца (II).

а) К хлориду марганца(II) прибавить щелочи. Каков цвет образовавшегося осадка? Написать уравнение химической реакции.

б) Часть образовавшегося гидроксида марганца(II) вместе с жидкостью отлить в пробирку и оставить на воздухе. Что происходит с осадком? Дать объяснение.

в) Оставшуюся часть осадка разделить на три пробирки, в одну добавить разбавленную кислоту, в другую - избыток щелочи. Что происходит с осадком в первой пробирке и во второй? Объяснить наблюдаемое явление. Написать уравнения химических реакций.

г) В третью пробирку с гидроокисью марганца(II) прилить бромной воды. Что образуется? Какими свойствами обладает гидроксид марганца(II)? Написать уравнение химической реакции.

V. Железо, кобальт, никель

Опыт № 1. Получение и свойства гидроксидов железа, кобальта и никеля.

а) Гидроксид железа (II).

Приготовить 200 мл воды, не содержащей растворенного кислорода. Для этого кипятить дистиллированную воду в течение 5-10 минут, пропуская в нее диоксид углерода, а затем охладить воду в токе диоксида углерода до комнатной температуры. Закрывать отверстие колбы пробкой.

Пользуясь этой водой, в одной пробирке растворить несколько кристаллов соли Мора (каков ее состав?), подкислить раствор серной кислотой и положить несколько кусочков железа (зачем?). В другой пробирке приготовить раствор гидроксида натрия. Приливая раствор щелочи к раствору соли Мора, получить осадок гидроксида железа (II). Каков цвет осадка? Что происходит с ним на воздухе? Написать уравнения химических реакций.

Проделать аналогичный опыт, пользуясь имеющимися в лаборатории растворами сульфата железа (II) и щелочи. Сравнить и объяснить полученные результаты. Написать уравнения химических реакций.

б) Гидроксид железа (III).

Получить гидроксид железа (III) и исследовать его отношение к кислоте и избытку щелочи. Написать уравнения химических реакций.

Какой из гидроксидов – железа (II) или железа (III) – обладает более выраженными основными свойствами и чем это можно объяснить?

в) Гидроксид кобальта (II).

К раствору соли кобальта (II) прилить немного раствора гидроксида натрия. Отметить цвет образующегося осадка. Добавить еще щелочи и нагреть, встряхивая содержимое пробирки. Как изменяется цвет осадка? Что происходит с гидроксидом кобальта (II) при стоянии на воздухе? Написать уравнения химических реакций.

г) Гидроксид кобальта (III).

В две пробирки налить раствор соли кобальта (II), в одну из них добавить бромной воды, в другую – пероксид водорода, затем в обе прилить раствор гидроксида натрия. Что происходит? Написать уравнения химических реакций.

д) Гидроксид никеля (II).

Получить гидроксид никеля (II). Изменяется ли гидроксид никеля (II) при стоянии на воздухе? Написать уравнения химических реакций.

е) Гидроксид никеля (III).

К осадку гидроксида никеля (II) прилить бромной воды. Что происходит? Написать уравнение химической реакции. Чем объясняется различное отношение гидроксидов железа (II), кобальта (II), никеля (II) к кислороду воздуха? Почему способ получения гидроксидов кобальта (III), никеля (III) отличается от способа получения гидроксида железа (III)? Как и почему изменяются кислотно-основные свойства гидроксидов железа, кобальта и никеля в зависимости от степени их окисления?

Опыт № 2. Соли железа, кобальта и никеля.

а) Свойства солей железа (II).

Определить pH раствора соли Мора. Написать уравнение реакции гидролиза сульфата железа (II). Прилить раствор карбоната натрия. Что наблюдается? Написать уравнение химической реакции и объяснить полученные результаты. К раствору соли Мора прилить раствор гексацианоферрата(III) калия (красной кровяной соли). Что получается? Написать уравнение химической реакции. Для чего используется эта реакция?

б) Свойства солей железа (III).

Определить pH раствора хлорида железа(III). Написать уравнение реакции гидролиза этой соли. Какая из солей – сульфат железа (II) или сульфат железа (III) – сильнее гидролизуется в растворах?

К раствору хлорида железа (III) добавить раствор карбоната натрия. Каков состав образовавшегося осадка? Написать уравнение химической реакции.

В две пробирки налить по 1-2 мл раствора хлорида железа (III). В одну пробирку добавить несколько капель раствора роданида аммония, в другую - раствора гексацианоферрата(II) калия (желтой кровяной соли). Что происходит? Написать уравнения химических реакций. Для чего используются эти реакции?

в) Свойства солей кобальта (II).

Положить в пробирку несколько кристаллов безводного хлорида кобальта (II) и смочить водой. Как изменяется окраска? Добавить концентрированную хлористоводородную кислоту. Каков теперь цвет раствора?

К раствору сульфата кобальта (II) прилить в одной пробирке сероводородную воду, в другой - раствор сульфида натрия. Написать уравнения химических реакций.

г) Свойства солей никеля (II).

Испытать отношение сероводорода и сульфида натрия к раствору соли никеля (II). Познакомиться с величинами произведений растворимости сульфидов никеля и кобальта. Почему образование простых (не комплексных) солей не характерно для кобальта (III) и в особенности для никеля (III)?

VI. Подгруппы меди, цинка

Соединения элементов подгруппы меди

Опыт №1. Получение и свойства гидроксида меди (II).

а) К раствору медного купороса медленно прилить 2%-ный раствор едкого натра до полноты осаждения гидроксида меди (II). Осадок промыть путем декантации холодной дистиллированной водой. Написать уравнение химической реакции.

б) Полученный гидроксид меди (II) поместить в ряд пробирок и испытать отношение к раствору 1 н соляной кислоты, 30%-ному раствору едкого натра и избытку 25%-ного раствора аммиака. Одну пробу гидроксида меди (II) подвергнуть нагреванию. Объяснить наблюдаемое явление. Написать уравнения химических реакций. Какими свойствами обладает гидроксид меди (II)?

Опыт №2. Получение серебряного зеркала.

В хорошо промытую щелочью пробирку налить раствор нитрата серебра, добавить по каплям раствора аммиака до растворения вначале образовавшегося осадка, а затем прилить 10%-ный раствор глюкозы. Смесь нагреть на водяной бане. Что наблюдается? Написать уравнение химической реакции.

Опыт № 3. Галогениды серебра.

Исходя из раствора нитрата серебра, получить хлорид, бромид, иодид серебра. Промыть выделившиеся осадки водой путем декантации и испытать действие на них концентрированного раствора аммиака и концентрированного раствора тиосульфата натрия. Объяснить наблюдаемые явления. Написать уравнения химических реакций. Как объяснить изменение окраски галогенидов серебра с увеличением атомного номера галогена?

Соединения элементов подгруппы цинка

Опыт №1. Получение и свойства гидроксида цинка.

Получить осадок гидроксида цинка и изучить его отношение к растворам кислот, аммиака и щелочи. Какими свойствами обладает гидроксид цинка? Написать уравнения химических реакций.

Опыт №2. Получение и свойства гидроксида кадмия.

К 5 мл соли кадмия прилить раствор едкого натра. Какой состав выделившегося вещества? Осадок промыть водой методом декантации, отсосать. При каких условиях необходимо сушить полученное вещество? Изучить отношение гидрата окиси кадмия к 2 н раствору соляной кислоты, едкому натру и 25%-ному раствору аммиака. Объяснить наблюдаемые явления. Написать уравнения химических реакций.

Структура отчета по лабораторной работе

Отчеты по лабораторным работам представляются в электронной форме, подготовленные как текстовые документы в редакторе MSWord.

Отчет по работе должен быть обобщающим документом, включать всю информацию по выполнению заданий, в том числе, уравнения реакций, таблицы, методику проведения лабораторных опытов, список литературы, расчеты и т. д.

Структурно отчет по лабораторной работе, как текстовый документ, комплектуется по следующей схеме:

- *Титульный лист* – обязательная компонента отчета, первая страница отчета, по принятой для лабораторных работ форме (титульный лист отчета должен размещаться в общем файле, где представлен текст отчета);
- *Исходные данные к выполнению заданий* – обязательная компонента отчета, с новой страницы, содержат указание варианта, темы и т.д.);
- *Основная часть* – материалы выполнения заданий, разбивается по рубрикам, соответствующих заданиям работы, с иерархической структурой: пункты – подпункты и т. д.

Рекомендуется в основной части отчета заголовки рубрик (подрубрик) давать исходя из формулировок заданий, в форме отглагольных существительных;

- *Выводы* – обязательная компонента отчета, содержит обобщающие выводы по работе (какие задачи решены, оценка результатов, что освоено при выполнении работы);
- *Список литературы* – обязательная компонента отчета, с новой страницы, содержит список источников, использованных при выполнении работы, включая электронные источники (список нумерованный, в соответствии с правилами описания библиографии).

Оформление отчета по лабораторной работе

Отчет по лабораторной работе относится к категории «*письменная работа*», оформляется *по правилам оформления письменных работ студентами ДВФУ*.

Необходимо обратить внимание на следующие аспекты в оформлении отчетов работ:

- набор текста;
- структурирование работы;
- оформление заголовков всех видов (рубрик-подрубрик-пунктов-подпунктов, рисунков, таблиц, приложений);
- оформление перечислений (списков с нумерацией или маркировкой);
- оформление таблиц;
- оформление иллюстраций (графики, рисунки, фотографии, схемы);
- набор и оформление математических выражений (формул);
- оформление списков литературы (библиографических описаний) и ссылок на источники, цитирования.

Набор текста осуществляется на компьютере, в соответствии со следующими требованиями:

- печать – на одной стороне листа белой бумаги формата А4 (размер 210 на 297 мм.);
- интервал межстрочный – полуторный;
- шрифт – Times New Roman;
- размер шрифта - 14 пт., в том числе в заголовках (в таблицах допускается 10-12 пт.);
- выравнивание текста – «по ширине»;
- поля страницы - левое – 25-30 мм., правое – 10 мм., верхнее и нижнее – 20 мм.;
- нумерация страниц – в правом нижнем углу страницы (для страниц с книжной ориентацией), сквозная, от титульного листа до последней страницы, арабскими цифрами (первой страницей считается титульный лист, на котором номер не ставится, на следующей странице проставляется цифра «2» и т. д.).
- режим автоматического переноса слов, за исключением титульного листа и заголовков всех уровней (перенос слов для отдельного абзаца блокируется средствами MSWord с помощью команды «Формат» – абзац при выборе опции «запретить автоматический перенос слов»).

Если рисунок или таблица размещены на листе формата больше А4, их следует учитывать как одну страницу. Номер страницы в этих случаях допускается не проставлять.

Список литературы и все *приложения* включаются в общую сквозную нумерацию страниц работы.