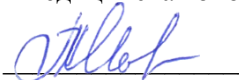




МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего
образования
«Дальневосточный федеральный университет»
(ДФУ)

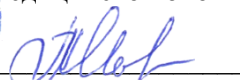
ШКОЛА БИОМЕДИЦИНЫ

«СОГЛАСОВАНО»
Руководитель ОП
«Медицинская биохимия»


Момот Т.В.
(подпись)
«10» июня 2019 г.



«УТВЕРЖДАЮ»
Директор Департамента
Медицинской биохимии и биофизики


Момот Т.В.
(подпись)
«10» июня 2019 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ
«Неорганическая химия»

специальность 30.05.01 «Медицинская биохимия»

Форма подготовки – очная

курс 1 семестр 1
лекции 36 час.
практические занятия 18 час.
лабораторные работы 54 час.
в том числе с использованием МАО лек. 4 /пр. 0 /лаб. 8 час.
всего часов аудиторной нагрузки 108 час.
в том числе с использованием МАО 12 час.
самостоятельная работа 36 час.
курсовая работа / курсовой проект – не предусмотрено
зачет не предусмотрен
экзамен 1 семестр (36 час.)

Рабочая программа составлена в соответствии с требованиями федерального государственного образовательного стандарта высшего образования по направлению подготовки 30.05.01 «Медицинская биохимия», утвержденного приказом Министерства образования и науки Российской Федерации № 1013 от «11» августа 2016 г.

Рабочая программа обсуждена на заседании Департамента медицинской биохимии и биофизики, протокол № 5 от «10» июня 2019 г.

Директор Департамента: к.м.н., Момот Т.В.

Составитель : к.х.н., доцент А.А.Капустина

Оборотная сторона титульного листа РПУД

I. Рабочая программа пересмотрена на заседании Департамента:

Протокол от «_____» _____ 20__ г. № _____

Директор Департамента _____
(подпись) (И.О. Фамилия)

II. Рабочая программа пересмотрена на заседании Департамента:

Протокол от «_____» _____ 20__ г. № _____

Директор Департамента _____
(подпись) (И.О. Фамилия)

АННОТАЦИЯ

Рабочая программа дисциплины «Неорганическая химия» разработана для студентов 1 курса специальности 30.05.01 «Медицинская биохимия» в соответствии с требованиями ФГОС ВО по данной специальности .

Дисциплина «Неорганическая химия» входит в базовую часть ОП-Б1.Б.15. Общая трудоемкость дисциплины 5 зачетных единиц. Учебным планом предусмотрены лекционные занятия (36 часов), практические занятия (18 часов), лабораторные работы (54 часа), самостоятельная работа студента (36 часов), 36 часов отводится на экзамен. Дисциплина реализуется на 1 курсе в 1 семестре.

Цель: Формирование теоретических знаний и практических умений и навыков в области общей и неорганической химии, необходимых в будущей профессиональной деятельности.

Задачи:

- Формирование знаний об атомах, молекулах, веществе, их строении и свойствах, основных законах химии, типах химических реакций и основных закономерностях их протекания;
- Формирование экспериментальных умений и навыков обращения с веществами и химическим оборудованием.

Дисциплина базируется на знаниях, полученных в курсе химии средней школы, дает знания, необходимые для изучения других химических дисциплин, таких, как аналитическая химия, физическая химия, органическая химия, биохимия и другие.

В результате изучения данной дисциплины у обучающихся формируются следующие общепрофессиональные компетенции:

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции	
готовностью к использованию основных физико-химических, математических и	Знает	<ul style="list-style-type: none">• Теоретические основы современных представлений о строении атома и химической связи ;• Теоретические основы современных представлений о кинетике и направленности химических реакций;

иных естественнонаучных понятий и методов при решении профессиональных задач (ОПК-5);		<ul style="list-style-type: none"> • Теоретические основы современных представлений о теории растворов и электролитической диссоциации; • Теоретические основы современной химии элементов и образованных ими соединений.
	Умеет	<ul style="list-style-type: none"> • Ориентироваться в поставленных задачах, применять для их решения теоретические знания; • Описывать химические свойства веществ, исходя из их состава и строения; • Планировать и проводить химический эксперимент.
	Владеет	<ul style="list-style-type: none"> • Навыками экспериментальной работы в химической лаборатории; • Навыками написания уравнений химических реакций; • Навыками химических расчетов; • Навыками анализа химического процесса.

Для формирования вышеуказанных компетенций в рамках дисциплины «Неорганическая химия» применяются следующие методы активного/интерактивного обучения: лекции – беседы, исследовательский метод проведения лабораторных работ.

I. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА ЛЕКЦИИ-36 ЧАСОВ.

МОДУЛЬ 1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ- 24 часа.

Раздел I. Строение атомов и молекул -6 часов.

Тема 1. Атомно-молекулярное учение- 2 часа. С использованием метода активного обучения – лекция – беседа.

Современное состояние молекулярно-кинетических представлений. Размеры, масса и скорости движения атомов и молекул. Атом. Молекула. Химический элемент. Относительная атомная и относительная молекулярная массы. Понятие элемента, атома, молекулы, вещества. Простые и сложные вещества. Химическая реакция. Закон сохранения массы вещества. Закон постоянства состава. Моль. Молярная масса. Молярный объем. Основные понятия и основные законы химии. Определение атомных масс. Соотношение между атомной массой, эквивалентом и валентностью. Кислородная единица. Современная углеродная единица. Определение молекулярных масс газообразных и летучих веществ. Закон и число Авогадро.

Химические эквиваленты и методы их определения. Закон эквивалентов. Нестехиометрические соединения.

Тема 2. История развития представлений о строении атома-2 часа.

Развитие представлений о строении атома. Планетарная модель Резенфорда. Спектр и строение атома водорода. Радиусы атомных орбиталей. Теория Бора.

Тема 3.Современные представления о строении атома- 2 часа.

Двойственная природа электрона. Теоретические основы современной теории строения атома - квантовой механики: квантование энергии электрона в атоме, двойственная природа электрона, вероятностный характер законов микромира. Гипотеза Луи де Бройля, принцип неопределенности Гейзенберга. Волновая функция электрона в атоме. Уравнение Шредингера. Квантовые числа. Атомные орбитали, энергетические уровни и подуровни, основные принципы их заполнения: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Гунда. Максимальная емкость электронных оболочек. Электронные формулы атомов, валентные электроны. Формы атомных орбиталей.

Раздел II. Химическая связь и строение вещества- 6 часов.

Тема 1.Типы химической связи. Метод валентных связей- 2 часа.

Развитие представлений о валентности и химической связи. Формальная степень окисления элемента в его соединениях.

Ионная (или электровалентная) связь. Положительная и отрицательная электровалентность. Ненаправленность и ненасыщаемость электровалентных связей. Ковалентная связь. Современные теории химической связи. Метод валентных связей. Теория гибридизации. Координационная и дативная связь как формы ковалентной связи. Полярная и неполярная связь. Водородная и металлическая связи.

Тема 2. Метод молекулярных орбиталей- 2 часа.

Метод молекулярных орбиталей (основные положения на примере 2-атомных гомонуклеарных молекул и гетеронуклеарных молекул. σ - и π -связь. Связывающие и разрыхляющие орбитали. Несвязывающие электроны. Строение простейших двухатомных молекул с точки зрения метода молекулярных орбиталей.

Тема 3. Кристаллическое состояние вещества. Жидкое и газообразное состояния вещества- 2 часа.

Основные кристаллические структуры. Зависимость кристаллической структуры от размеров ионов. Кристаллическая структура и различия в физических свойствах веществ с ионной, полярной и ковалентной связью (значение температуры кипения, плавления, величина растворимости в полярных и неполярных растворителях). Природа сил Ван-дер-Ваальса.

Раздел III. Закономерности протекания химических процессов- 6 часов.

Тема 1. Химические реакции. Типы химических реакций- 2 часа.

Типы химических реакций. Колебательные реакции. Классификация химических реакций по типу и числу вступающих и получающихся в реакции веществ, тепловому эффекту, обратимости, наличию катализатора, числу фаз, изменению степени окисления.

Тема 2. Химическая кинетика. Скорость химических реакций-2 часа.

Скорость химической реакции, ее зависимость от природы и концентрации реагентов, температуры. Энергия активации, ее физический смысл, методы определения из опытных данных. Понятие о теории активных соударений.

Обратимые реакции. Химическое равновесие. Динамика равновесия. Константы равновесия. Условия сдвига химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Условия практической обратимости химических реакций.

Тема 3. Химическая термодинамика. Энергетика химических процессов-2 часа.

Функции состояния (энтальпия, ее изменение при химической реакции). Закон Гесса, его использование для вычисления теплот реакции. Понятие о стандартном состоянии и стандартных теплотах образования. Вычисление теплот реакций по стандартным теплотам образования и по теплотам сгорания реагентов, энергии связей.

Раздел IV. Растворы- 6 часов.

Тема 1. Дисперсные системы – 2 часа.

Классификация дисперсных систем. Истинные растворы. Растворение как физико-химический процесс. Теплота растворения. Химическая теория растворов Менделеева. Сольваты. Физическая теория растворов Вант-Гоффа. Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворённого вещества, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, титр, молярная концентрация, мольные доли. Растворимость, закон распределения. Коллоидные растворы. Закон разведения.

Тема 2. Физико-химическая теория растворения. Общие свойства растворов неэлектролитов– 2 часа.

Общие свойства растворов. Явления осмоса. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Понижение давления пара растворов. Повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания растворов. Законы Рауля. Определение молекулярных масс веществ в растворах.

Тема 3. Теория электролитической диссоциации. Свойства растворов электролитов- 2 часа.

Отклонение растворов электролитов от законов Рауля и Вант-Гоффа. Теория электролитической диссоциации. Характер ионов, образующихся в растворах различных электролитов. Сольваты. Кислоты, основания и соли с точки зрения электролитической диссоциации.

Степень электролитической диссоциации. Ее определение. Факторы, влияющие на степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые

электролиты. Последовательная диссоциация. Константа диссоциации слабых электролитов. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Произведение растворимости. Понятие о современной теории сильных электролитов. Активности ионов и электролитов. Ионная сила раствора.

МОДУЛЬ 2. РЕАКЦИОННАЯ СПОСОБНОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ – 12 часов.

Раздел I. Важнейшие химические процессы- 4 часа.

Тема 1. Гидролиз солей -2 часа.

Понятие о гидролизе солей. Типы солей, подвергающихся гидролизу. Обратимость процесса гидролиза. Количественная характеристика процесса гидролиза. Константа и степень гидролиза. рН среды в растворах солей.

Тема 2. Окислительно-восстановительные реакции – 2 часа.

Понятие об окислителе и восстановителе. Изменение окислительно-восстановительной способности. Электродный потенциал. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций ионно- электронным методом .

Раздел II. Свойства неметаллов и металлов- 8 часов.

Тема 1. Обзор неметаллов – 2 часа.

Положение неметаллов в периодической системе элементов Д.И. Менделеева. Строение атомов и молекул. Аллотропия, виды аллотропии, причины аллотропии. Физические свойства неметаллов. Химические свойства неметаллов. Отношение неметаллов к простым веществам, воде, кислотам и щелочам.

Тема 2. Общие свойства металлов. Металлы главных подгрупп- 2 часа.

Положение металлов в периодической системе элементов Д.И. Менделеева. Строение атомов. Физические свойства металлов. Химические свойства металлов. Отношение металлов к простым веществам, воде, кислотам и щелочам. Изменение кислотно-щелочных свойств оксидов и гидроксидов.

Металлы главных подгрупп I-III групп. Физические и химические свойства.

Тема 3. Общая характеристика переходных элементов. Металлы IV-VII групп побочных подгрупп – 2 часа.

Положение в периодической системе, строение атома. Подгруппа титана. Общая характеристика. Титан. Нахождение в природе, физические и химические свойства, получение. Подгруппа ванадия. Ванадий. Нахождение в природе, физические и химические свойства, получение. . Подгруппа хрома. Общая характеристика. Хром. Нахождение в природе, физические и химические свойства, получение. . Подгруппа марганца. Общая характеристика. Марганец. Нахождение в природе, физические и химические свойства, получение.

Тема 4. Металлы I-III, VIII групп побочных подгрупп – 2 часа.

Положение в периодической системе, строение атома. Подгруппа меди. Общая характеристика. Медь, серебро, золото.. Нахождение в природе,

физические и химические свойства, получение. Подгруппа цинка. Цинк. Нахождение в природе, физические и химические свойства, получение. . Подгруппа железа. Общая характеристика. Железо. Нахождение в природе, физические и химические свойства, получение. Соединения железа. Лантаноиды и актиноиды.

Биологическая роль металлов и неметаллов.

II. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ПРАКТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА

Практические занятия (18 час.)

Занятие 1. Атомно-молекулярное учение. Закон эквивалентов – 2 часа.

План занятия

1. Определение понятий: элемент, атом, молекула, простое и сложное вещество, относительные атомная и молекулярная массы, абсолютные массы атомов и молекул, определение понятия “моль”.
2. Какие величины называют молярной массой и молярным объемом?
3. Какие параметры определяют физическое состояние газа и какие условия состояния газа называют нормальными?
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. Какая величина называется универсальной газовой постоянной, и в каких единицах она может быть выражена?
7. Что называется парциальным давлением газа? Закон парциальных давлений.
8. Что называется абсолютной и относительной плотностью газа?
9. Какова зависимость между молекулярной массой газа и его плотностью по водороду, воздуху?
10. Закон эквивалентов.
11. Дайте определение понятий: эквивалент, молярная масса эквивалента, эквивалентный объем.
12. Методы определения атомных и молекулярных масс.
13. Как вычислить эквивалент и молярную массу эквивалента сложного вещества (оксида, кислоты, основания, соли)?
14. Как вычислить эквивалент вещества в окислительно-восстановительной реакции?

Занятие 2. Строение атома. Химическая связь – 2 часа.

План занятия

1. История развития представлений о строении атома (первые модели атома).
2. Строение атома водорода по Бору. Постулаты Бора.
3. Объяснение линейчатого спектра атома водорода. Теоретический расчет спектра атома водорода.
4. Развитие теории Бора Зоммерфельдом.

5. Основные недостатки теории Бора- Зоммерфельда.
6. Волновые свойства материальных частиц. Волны де-Бройля.
7. Двойственная природа света - двойственная природа электрона. Принцип неопределенности.
8. Квантовая механика и уравнение Шредингера.
9. Квантомеханическое объяснение строения атома водорода. Характеристика состояния электрона в атоме. Квантовые числа (n , l , m_l , m_s).
10. Электронные структуры атомов. Принцип Паули. Правило Хунда.
11. Последовательность энергетических состояний электрона атома.
12. Периодическая система Д.И.Менделеева и строение атомов элементов; заполнение электронных слоев согласно энергетическому состоянию электрона.
13. Энергетические характеристики атомов - энергия ионизации, сродство к электрону и электроотрицательность. Закономерности изменения их величин в периодах и группах периодической системы Д.И.Менделеева.

Химическая связь

1. Природа ковалентной связи.
2. Основные характеристики химической связи - длина, направленность, прочность.
3. Метод локализованных пар или валентных связей (ВС):
 - а) насыщенность и направленность ковалентной связи;
 - б) ординарные и кратные связи;
 - в) σ -, π -, δ -связь.
4. Полярность ковалентной связи (дипольный момент).
5. Гибридизация электронных облаков и геометрия молекул. Условия устойчивости гибридизации.
6. Квантовомеханическое объяснение ковалентной связи и сопоставление теоретических и экспериментальных данных.
7. Метод молекулярных орбиталей (МО). Линейная комбинация атомных орбиталей (ЛКАО-МО).
8. Молекулярные орбитали - молекулярная функция состояния электрона (σ , π , ϕ орбитали).
9. Связывающие и разрыхляющие молекулярные орбитали (МО).
10. Схемы образования двухатомных гомонуклеарных молекул по методу МО. Запрет Паули. Правило Хунда. (Li_2 , N_2 , O_2 , Cl_2 и др.).
11. Объяснение парамагнитных свойств кислорода на основе метода МО.
12. Схемы образования и электронные формулы двухатомных гетероядерных частиц по методу МО (NO , CO , BN , CO^+ , NO^+ , CN^- и др.).
13. Изозлектронные молекулы (N_2 , CO , NO^+ , CN^-).
14. Объяснить, почему в молекуле F_2 энергия связи (36 ккал/моль) меньше, чем в молекуле Cl_2 (57 ккал/моль).
15. Ионная связь. Основные свойства, характеризующие связь (ненасыщенность, ненаправленность). Энергия кристаллической решетки.
16. Донорно-акцепторная связь.
17. Водородная связь.

18. Теории металлического состояния вещества.

Занятие 3. Скорость химических реакций и химическое равновесие-2 часа.

План занятия

1. Что называется скоростью химических реакций? Как измеряются скорости химических реакций? Приведите примеры реакций, протекающих с различными скоростями.
2. От каких факторов зависит скорость химических реакций?
3. Сформулируйте закон действия масс. Запишите его выражение для реакции $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$. Изобразите графически зависимость скорости реакции от концентрации.
4. Каков физический смысл константы скорости химической реакции? От каких факторов зависит величина константы скорости?
5. Может ли степень измельчения реагентов влиять на скорость гетерогенного химического процесса, почему?
6. Как влияет изменение температуры на скорость химических реакций?
7. Что называется энергией активации химического процесса? Как можно определить энергию активации данной химической реакции?
8. Какие реакции называются цепными? Приведите примеры реакций, проходящих по механизму цепных с неразветвленной и разветвленной цепью.
9. Какие реакции называются обратимыми? Приведите примеры.
10. Какое состояние для обратимых процессов называется равновесным? Критерий состояния химического равновесия.
11. Почему химическое равновесие называется динамическим?
12. Количественная характеристика состояния равновесия. Физический смысл константы равновесия. Способы ее выражения.

Занятие 4. Основы химической термодинамики – 2 часа.

План занятия

1. Термодинамические величины. Внутренняя энергия.
2. Энтальпия.
3. Энтропия и энергия Гиббса.
4. Стандартные термодинамические величины. Химико-термодинамические расчеты.

Занятие 5. Общие свойства растворов Концентрация растворов. Решение задач. – 2 часа.

План занятия

1. Способы выражения концентрации растворов.
2. Решение задач.
3. Разбор теоретических вопросов:
 - Классификация дисперсных систем. Истинные растворы.
 - Растворение как физико-химический процесс. Теплота растворения. Химическая теория растворов Менделеева. Сольваты. Физическая теория растворов Вант-Гоффа.

- Общие свойства растворов. Явления осмоса. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.
- Понижение давления пара растворов. Повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания растворов. Законы Рауля

Занятие 6. Гидролиз солей – 2 часа.

План занятия

1. Понятие гидролиза.
2. Типы солей, подвергающихся гидролизу. Уравнения гидролиза.
3. Количественная характеристика гидролиза.

Занятие 7. Окислительно-восстановительные реакции – 2 часа.

План занятия

1. Понятие окислительно-восстановительных реакций.
2. Изменение окислительно-восстановительной способности.
3. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Занятие 8. Общие свойства неметаллов. Их биологическая роль. – 2 часа.

План занятия

1. Положение в периодической системе, строение атомов неметаллов.
2. Строение простых веществ. Физические свойства неметаллов.
3. Химические свойства неметаллов.

Занятие 9. Общие свойства металлов. Их биологическая роль. – 2 часа.

План занятия

I. Металлы главных подгрупп

1. Положение в периодической системе, строение атомов металлов.
2. Физические свойства металлов.
3. Химические свойства металлов.

II. Металлы побочных подгрупп

1. Положение в периодической системе, строение атома.
2. Физические свойства.
3. Химические свойства.

Темы лабораторных работ (54 часа)

Лабораторная работа № 1 Определение химического эквивалента -3 часа.

Определение химического эквивалента металла на основании измерения объема водорода при реакции его взаимодействия с кислотой. *С использованием метода активного обучения – исследовательский метод (3 часа).*

Лабораторная работа № 2 Приготовление растворов и определение точной концентрации -3 часа.

Приготовление раствора серной или соляной кислоты с заданной нормальной концентрацией из раствора с известной массовой долей кислоты. Определение концентрации кислоты методом кислотно-щелочного титрования. *С использованием метода активного обучения – исследовательский метод (3 часа).*

Лабораторная работа № 3 Скорость химических реакций. Химическое равновесие -3 часа.

Определение зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ и температуры. Изучение влияния различных факторов на смещение химического равновесия. *С использованием метода активного обучения – исследовательский метод (3 часа).*

Лабораторная работа № 4 Общие свойства растворов неэлектролитов-3 часа.

Изучение тепловых эффектов процесса растворения, давления водяных паров растворов различной концентрации и разной природы растворенного вещества.

Лабораторная работа № 5 Общие свойства растворов электролитов. Гидролиз солей -3 часа.

Проведение реакций ионного обмена. Измерение рН растворов кислот, оснований и солей. Изучение зависимости степени гидролиза от различных факторов. *С использованием метода активного обучения – исследовательский метод (3 часа).*

Лабораторная работа № 6 Окислительно- восстановительные реакции -3 часа.

Проведение окислительно-восстановительных реакции при различных значениях рН растворов. *С использованием метода активного обучения – исследовательский метод (3 часа).*

Лабораторные работы №№ 7-10 Химические свойства неметаллов -12 часов.

Изучение взаимодействия некоторых неметаллов друг с другом, металлами, растворами кислот и щелочей, водой.

Химические свойства водорода, воды, пероксида водорода.

Химические свойства простых и сложных соединений, образованных элементами подгруппы кислорода.

Химические свойства простых и сложных соединений, образованных элементами подгруппы азота.

Химические свойства галогенов и их соединений.

Лабораторная работа №№ 11-13. Металлы I-III групп, главные подгрупп - 9 часов.

Изучение взаимодействия натрия, кальция, алюминия с неметаллами и водой. Изучение возможности взаимодействия кальция, алюминия с кислотами и щелочами.

Лабораторная работа №№ 14-18 Металлы побочных подгрупп -15 часов.

Изучение некоторых химических свойств железа, соединений марганца, хрома, ванадия, титана.

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 студентов и методические рекомендации по их выполнению;
- требования к представлению и оформлению результатов самостоятельной работы;
- критерии оценки выполнения самостоятельной работы.

IV. КОНТРОЛЬ ДОСТИЖЕНИЯ ЦЕЛЕЙ КУРСА

№ п/п	Контролируемые модули/разделы / темы дисциплины	Коды и этапы формирования компетенций		Оценочные средства - наименование	
				текущий контроль	промежуточная аттестация
1	МОДУЛЬ 1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ Раздел I. Строение атомов и молекул. Раздел II. Химическая связь и строение вещества.	готовностью к использованию основных физико-химических, математических и иных естественнонаучных понятий и методов при решении профессиональных задач (ОПК-5);	Знание: -Основные понятия химии; -Основные законы химии; -Строение атома и химическая связь.	Изучение теории по лабораторной работе № 1, отчет (ПР-6). Собеседование (УО-1). Практические занятия №№ 1-2 (УО-1), сдача коллоквиумов №№1-2 (УО-2); Тестовый контроль (ПР-1); домашняя работа № 1; №2.	Экзамен. Экзаменационные вопросы №№ 1-30.
			Умение: -Анализировать материал и обосновывать подходы к решению задач; - Выбирать рациональный способ решения, опираясь на основные законы химии;		

			-Описывать строение атомов и молекул.	№№1-2 (УО-2). Домашние задания №№ 3-4.	
			Владение: -Навыками экспериментальной работы в химической лаборатории; -Навыками химических расчетов; -Навыками анализа взаимосвязи строения и свойств веществ. -Навыками расчетов химических эквивалентов.	Лабораторная работа № 1, (ПР-6); Контрольная работа № 1 (ПР-2), контрольная работа № 2 (ПР-2); Коллоквиумы №№1-2 (УО-2). Домашние задания №№ 3-4.	
2	МОДУЛЬ 1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ. Раздел III. Закономерности протекания химических процессов.	готовностью к использованию основных физико-химических, математических и иных естественнонаучных понятий и методов при решении профессиональных задач (ОПК-5);	Знание: -Основ химической кинетики; -Основ химической термодинамики.	Изучение теории по лабораторной работе №3 (ПР-6); Собеседование (УО-1). Практические занятия №№ 3-4 (УО-1); сдача коллоквиума №3 (УО-2); Тестовый контроль (ПР-1); Домашние работы №№ 5-6.	Экзамен. Экзаменационные вопросы №№ 31-33.
			умение: -Анализировать материал и обосновывать подходы к решению задач; -Определять направление и возможность протекания процесса, опираясь на основные законы кинетики и термодинамики.	Выполнение и подготовка отчета по лабораторной работе №3 (ПР-6); сдача коллоквиума №3 (УО-2); домашнее задание №8.	

			<p>владение:</p> <ul style="list-style-type: none"> -Навыками расчетов при решении термохимических задач; -Навыками расчетов скорости химической реакции. 	<p>Выполнение и подготовка отчета по лабораторной работе №3 (ПР-6); сдача коллоквиума №3 (УО-2); домашние работы №№ 5-6; 8.</p>		
3	МОДУЛЬ 1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ. Раздел IV. Растворы.	готовностью к использованию основных физико-химических, математических и иных естественнонаучных понятий и методов при решении профессиональных задач (ОПК-5);	<p>знание:</p> <ul style="list-style-type: none"> -Физико-химической теории растворов; -Теории электролитической диссоциации. -Количественных характеристик растворов, процессов растворения и электролитической диссоциации. 	<p>Изучение теории по лабораторным работам №4 и №5 (ПР-6); Собеседование (УО-1). Практическое занятие №5 (УО-1); сдача коллоквиума №4 (УО-2); Тестовый контроль (ПР-1); Домашние работы №№ 7,9,10.</p>	<p>Экзамен. Экзаменационные вопросы №№ 34-46.</p>	
			<p>умение:</p> <ul style="list-style-type: none"> -Готовить растворы заданной концентрации; -Проводить вычисления массы, объема и концентрации раствора; -Проводить классификацию электролитов; -Писать уравнения электролитической диссоциации и реакций ионного обмена; -Вычислять рН раствора; -Вычислять степень диссоциации электролита. 			<p>Выполнение лабораторных работ № № 4-5 (ПР-6); Выполнение контрольной работы №2(ПР-2). Тестовый контроль (ПР-1); Домашние работы №№7,9,10. Сдача коллоквиума №4 (УО-2)</p>
			<p>владение:</p> <ul style="list-style-type: none"> -Навыками приготовления раствора; - Навыками безопасной экспериментальной работы с электролитами; -Навыками определения 			

			и вычисления рН раствора, вычислять степень диссоциации электролита.		
4	МОДУЛЬ 2. РЕАКЦИОННАЯ СПОСОБНОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ. Раздел I. Важнейшие химические процессы.	готовностью к использованию основных физико-химических, математических и иных естественнонаучных понятий и методов при решении профессиональных задач (ОПК-5);	<p>знание:</p> <p>-Окислительно-восстановительных реакций. Процессов окисления и восстановления. Их биологической роли.</p> <p>-Процесса гидролиза. Условий его протекания, количественных характеристик, биологической роли.</p>	Изучение теории по лабораторным работам №5 и №6 (ПР-6); Собеседование (УО-1). Практическое занятие №6 и №7 (УО-1); домашние работы №№ 11-13.	Экзамен. Экзаменационные вопросы №№ 46-48.
		<p>умение:</p> <p>-Писать уравнения окислительно-восстановительных реакций, определять окислитель и восстановитель;</p> <p>-Писать уравнения гидролиза соли;</p> <p>-Проводить количественную характеристику процесса гидролиза.</p>	Подготовка отчетов по лабораторным работам №№ 5-6(ПР-6); Собеседование на практических занятиях №№ 6-7 (УО-1); Выполнение контрольных работ №№3-4 (ПР-2).		
		<p>владение:</p> <p>-Навыками проведения и написания окислительно-восстановительных реакций;</p> <p>-Навыками установления возможности гидролиза соли, исходя из ее природы;</p> <p>-Навыками количественных расчетов процесса гидролиза.</p>	Подготовка отчетов по лабораторным работам №№ 5-6(ПР-6); Собеседование на практических занятиях №№ 6-7 (УО-1); Выполнение контрольных работ №№3-4 (ПР-2).		

5	<p>МОДУЛЬ 2.РЕАКЦИОННАЯ СПОСОБНОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ. Раздел II. Свойства неметаллов и металлов.</p>	<p>готовностью к использованию основных физико-химических, математических и иных естественнонаучных понятий и методов при решении профессиональных задач (ОПК-5);</p>	<p>знание: -Норм техники безопасности при работе с неорганическими веществами; -Норм техники безопасности при работе с химической посудой и оборудованием; -Химических свойств металлов и неметаллов и образованных ими соединений.</p>	<p>Изучение теории по лабораторным работам №№ 7-9 (ПР-6); Собеседование (УО-1). Практические занятия №№ 8-9 (УО-1); Сдача коллоквиума № 5. (УО-2); Тестовый контроль (ПР-1); Домашние работы №№ 14-16.</p>	<p>Экзамен. Экзаменационные вопросы №№ 49-72.</p>
			<p>умение: -Работать с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности; -Умение характеризовать свойства металлов и неметаллов и образованных ими соединений, исходя из их состава и строения; -Писать уравнения химических реакций различных типов.</p>	<p>Выполнение и подготовка отчетов по лабораторным работам №№ 7-9 (ПР-6); Собеседование на практических занятиях №№ 8-9 (УО-1); Выполнение контрольной работы №5 (ПР-2). Тестовый контроль (ПР-1);</p>	
			<p>владение: -Навыками безопасной экспериментальной работы; -Навыками описания свойств металлов и неметаллов и образованных ими соединений, исходя из их состава и строения; -Навыками написания уравнений химических реакций различных типов.</p>	<p>Выполнение и подготовка отчетов по лабораторным работам №№ 7-9 (ПР-6); Собеседование на практических занятиях №№ 8-9 (УО-1); Выполнение контрольной работы №5 (ПР-2).</p>	

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. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Основная литература:

1. Шевницына Л.В., Апарнев А.И., Синчурина Р.Е. Неорганическая химия / - Новосиб.: НГТУ, 2011. - 107 с.: ISBN 978-5-7782-1574-0 - Режим доступа: <http://znanium.com/catalog/product/546179>
2. Макарова О.В. Неорганическая химия [Электронный ресурс]: учебное пособие/ Макарова О.В.— Электрон. текстовые данные.— Саратов: Ай Пи Эр Медиа, 2010.— 99 с.— Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/730.html>
3. Болтromeюк В.В. Неорганическая химия [Электронный ресурс]: пособие для подготовки к централизованному тестированию/ Болтromeюк В.В.— Электрон. текстовые данные.— Минск: ТетраСистемс, 2013.— 287 с.— Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/28139.html>.
4. Лидин Р. А. Справочник по общей и неорганической химии.- 2-е изд., испр. и доп. - М.: КолосС, 2008.
<http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785953204651.html>

Дополнительная литература:

1. Шевницына Л.В. Неорганическая химия [Электронный ресурс]: задачи и упражнения для выполнения контрольных работ/ Шевницына Л.В., Апарнев А.И., Синчурина Р.Е.— Электрон. текстовые данные.— Новосибирск: Новосибирский государственный технический университет, 2011.— 107 с.— Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/44672.html>.
2. Глинка, Н.Л. Общая химия: учебное пособие / Н.Л. Глинка. – Москва: КНОРУС, 2011. – 752 с. <https://studfiles.net/preview/6128396/>

3. Афоина Л.И. Неорганическая химия [Электронный ресурс]: учебное пособие/ Афоина Л.И., Апарнев А.И., Казакова А.А.— Электрон. текстовые данные.— Новосибирск: Новосибирский государственный технический университет, 2013.— 104 с.— Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/47698.html>.

Интернет-ресурсы

- 1 <http://e.lanbook.com/>
- 2 <http://www.studentlibrary.ru/>
- 3 <http://znanium.com/>
- 4 <http://www.nelbook.ru/>
- 5 Электронная библиотека учебных материалов по химии. Сайт Московского государственного университета им. М.В. Ломоносова: <http://www.chem.msu.su/rus/elibrary/welcome.html>

III. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Содержание методических указаний включает:

- рекомендации по планированию и организации времени, отведенного на изучение дисциплины;
- описание последовательности действий студента, или алгоритм изучения дисциплины;
- список методических разработок и рекомендаций
-

IV. ПЕРЕЧЕНЬ ИНФОРМАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ И ПРОГРАММНОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ

Использование программного обеспечения MS Office Power Point, Excel

Использование видеоматериалов сайта <http://www.youtube.com>

V. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Теоретическая часть дисциплины «Неорганическая химия» раскрывается на лекционных занятиях, так как лекция является основной формой обучения, где преподавателем даются основные понятия дисциплины.

Последовательность изложения материала на лекционных занятиях, направлена на формирование у студентов ориентировочной основы для последующего усвоения материала при самостоятельной работе.

На практических занятиях в ходе дискуссий на семинарских занятиях, при обсуждении рефератов и на занятиях с применением методов активного обучения специалисты учатся анализировать и прогнозировать развитие науки химии, раскрывают ее научные и социальные проблемы.

Практические занятия курса проводятся по всем разделам учебной программы. Практические работы направлены на формирование у студентов навыков самостоятельной исследовательской работы. В ходе практических занятий специалист выполняет комплекс заданий, позволяющий закрепить лекционный материал по изучаемой теме, получить основные навыки в областях химии. Активному закреплению теоретических знаний способствует обсуждение проблемных аспектов дисциплины в форме семинара и занятий с применением методов активного обучения. При этом происходит развитие навыков самостоятельной исследовательской деятельности в процессе работы с научной литературой, периодическими изданиями, формирование умения аргументированно отстаивать свою точку зрения, слушать других, отвечать на вопросы, вести дискуссию.

Основные виды самостоятельной работы специалистов – это работа с литературными источниками и методическими рекомендациями по химии, интернет–ресурсами для более глубокого ознакомления с отдельными проблемами химии.

VI. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Учебные химические лаборатории. Химическая посуда и химические реактивы для проведения химических опытов. Наглядные пособия: периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева, таблица растворимости, таблица окислительно-восстановительных потенциалов. Мультимедийное оборудование.

<p>лаб.столы химич.пристенные, вытяжные шкафы - 4 шт., нагревательные приборы 2 шт., химическая посуда, реактивы, рН - метр. рН - 213 стационарный - С - метр Кондуктометр Насос вакуумный Комовского Колбонагреватель LOIP-LN-250 Люминоскоп Спектофотометр Прибор для определения тем-ры плавления Рефрактометр</p> <p>Мультимедийная аудитория: Моноблок HP ProOne 400 G1 AiO 19.5" Intel Core i3-4130T 4GB DDR3-1600 SODIMM (1x4GB)500GB; Экран проекционный Projecta Elpro Electrol, 300x173 см; Мультимедийный проектор, Mitsubishi FD630U, 4000 ANSI Lumen, 1920x1080; Врезной интерфейс с системой автоматического втягивания кабелей TLS TAM 201 Stan; Документ-камера Avervision CP355AF; Микрофонная петличная радиосистема УВЧ диапазона Sennheiser EW 122 G3 в составе беспроводного микрофона и приемника; Кодек видеоконференцсвязи LifeSizeExpress 220- Codeconly- Non-AES; Сетевая видекамера Multipix MP-HD718; Две ЖК-панели 47", Full HD, LG M4716CCBA; Подсистема аудиокоммутации и звукоусиления; централизованное бесперебойное обеспечение электропитанием</p>	<p>остров Русский, полуостров Саперный, поселок Аякс, 10, ауд. М 315</p> <p>690922, Приморский край, г. Владивосток, остров Русский, полуостров Саперный, поселок Аякс, 10, ауд. М 422</p>
--	--

Наименование оборудованных помещений и помещений для самостоятельной работы	Перечень основного оборудования
<p>Читальные залы Научной библиотеки ДВФУ с открытым доступом к фонду (корпус А - уровень 10)</p>	<p>Моноблок HP ProOne 400 All-in-One 19,5 (1600x900), Core i3-4150T, 4GB DDR3-1600 (1x4GB), 1TB HDD 7200 SATA, DVD+/-RW, GigEth, Wi-Fi, BT, usb kbd/mse, Win7Pro (64-bit)+Win8.1Pro(64-bit), 1-1-1 Wty Скорость доступа в Интернет 500 Мбит/сек.</p> <p>Рабочие места для людей с ограниченными возможностями здоровья оснащены дисплеями и принтерами Брайля; оборудованы: портативными устройствами для чтения плоскочечатных текстов, сканирующими и читающими машинами видеувеличителем с возможностью регуляции цветовых спектров; увеличивающими электронными лупами и ультразвуковыми маркировщиками</p>
<p>Аудитория для самостоятельной работы студентов г. Владивосток, о. Русский п.</p>	<p>Моноблок Lenovo C360G-i34164G500UDK 19.5" Intel Core i3-4160T 4GB DDR3-1600 SODIMM (1x4GB)500GB Windows Seven Enterprise - 17 штук; Проводная сеть ЛВС – Cisco 800 series; беспроводные</p>

Аякс д.10, Корпус 25.1,
ауд. М621
Площадь 44.5 м²

ЛВС для обучающихся обеспечены системой на базе точек доступа 802.11a/b/g/n 2x2 MIMO(2SS).



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

ШКОЛА БИОМЕДИЦИНЫ

**УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ
РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ**
по дисциплине «Общая и неорганическая химия»
специальность 30.05.01 «Медицинская биохимия»
Форма подготовки (очная)

Владивосток
2016

**План-график выполнения самостоятельной работы по дисциплине
«Неорганическая химия»**

№ п/п	Дата/сроки выполнения	Вид самостоятельной работы	Примерные нормы времени на выполнение	Форма контроля
1.	1 неделя	Подготовка к лабораторной работе № 1. Домашнее задание №1	2 часов	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
2.	2 неделя	Подготовка к практической работе № 1, Домашнее задание № 2.	2 час	Беседа на занятии. Решение задач.
3.	3 неделя	Подготовка к лабораторной работе № 2. Домашнее задание № 3	2 часа	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
4	4 неделя	Подготовка к практической работе № 2 Домашнее задание № 4.	2 часа	Беседа на занятии. Решение задач.
5	5 неделя	Подготовка к лабораторной работе № 3. Домашнее задание № 5	2 часа	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
6	6 неделя	Подготовка к практической работе № 3, Домашнее задание	2 часа	Беседа на занятии. Решение задач.

		№ 6.		
7	7 неделя	Подготовка к лабораторной работе № 4. Домашнее задание № 7	2 часа	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
8	8 неделя	Подготовка к практическому занятию №4 Домашнее задание № 8.	2 часа	Беседа на занятии. Решение задач.
9	9 неделя	Подготовка к лабораторной работе № 5. Домашнее задание № 9.	2 часа	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
10	10 неделя	Подготовка к практической работе № 5, Домашнее задание № 10.	2 часа	Беседа на занятии. Решение задач.
11	11 неделя	Подготовка к лабораторной работе № 6. Домашнее задание № 11.	2 часа	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
12	12 неделя	Подготовка к практической работе № 6 Домашнее задание № 12.	2 часа	Беседа на занятии. Решение задач.
13	13 неделя	Подготовка к лабораторным работам №№ 7-10. Домашнее задание	3 часа	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной

		№ 13.		работы.
14	14 неделя	Подготовка к практической работе № 7, Домашнее задание № 14.	2 часа	Беседа на занятии. Решение задач.
15	15 неделя	Подготовка к лабораторным работам №№ 11-13 и практическому занятию №8. Домашнее задание № 15	3 часа	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
16	16 неделя	Подготовка к лабораторным работам №№ 14-18, практическому занятию №9. Домашнее задание № 16.	4 часов	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
17	17 неделя	Подготовка к экзамену	36 часов	экзамен
Итого:			72 часа	

Домашнее задание № 1

Подготовиться к лабораторной работе № 1.

Подготовиться к ответам по теме «Атомно-молекулярное учение»:

1. Дайте определение понятий: "химический эквивалент вещества", "молярная масса химического эквивалента вещества", "эквивалентный объем вещества".
2. Является ли химический эквивалент постоянной характеристикой вещества?
3. Как рассчитываются химические эквиваленты простых и сложных веществ: кислот, оснований, солей, оксидов?
4. Сформулируйте закон эквивалентов.

5. Способы определения химических эквивалентов веществ.
6. Чему равна молярная масса эквивалента металла, если его навеска массой 20 г вытесняет из кислоты водород объемом 7.5 л при 18°C и 101.3 кПа?
7. При нагревании оксида металла массой 4.3 г получен кислород объемом 0.58 л при 17°C и 113.3 кПа. Определите молярную массу эквивалента металла.
8. Молярная масса эквивалента металла равна 23.24 г/моль. С сульфатом аммония он дает квасцы, изоморфные хромовым квасцам. Определите относительную атомную массу элемента, его степень окисления. Как называется этот элемент?
9. Найдите относительную атомную массу металла, его степень окисления и формулу хлорида, если известно, что удельная теплоемкость металла 0.238 Дж/г·град., а хлорид содержит 61.2% металла и 38.8% хлора.
10. Найдите относительную атомную массу трехвалентного элемента, зная, что из 1.5 г элемента получается 3.63 г хлорида. Какова абсолютная масса (в кг) атома данного элемента?

Домашнее задание № 2

Подготовиться к обсуждению вопросов по теме «Атомно-молекулярное учение»:

1. Определение понятий: элемент, атом, молекула, простое и сложное вещество, относительные атомная и молекулярная массы, абсолютные массы атомов и молекул, определение понятия “моль”.
2. Какие величины называют молярной массой и молярным объемом?
3. Какие параметры определяют физическое состояние газа и какие условия состояния газа называют нормальными?
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. Какая величина называется универсальной газовой постоянной, и в каких единицах она может быть выражена?
7. Что называется парциальным давлением газа? Закон парциальных давлений.
8. Что называется абсолютной и относительной плотностью газа?
9. Какова зависимость между молекулярной массой газа и его плотностью по водороду, воздуху?
10. Закон эквивалентов.
11. Дайте определение понятий: эквивалент, молярная масса эквивалента, эквивалентный объем.
12. Методы определения атомных и молекулярных масс.
13. Как вычислить эквивалент и молярную массу эквивалента сложного вещества (оксида, кислоты, основания, соли)?
14. Как вычислить эквивалент вещества в окислительно-восстановительной реакции?

Домашнее задание № 3

Подготовиться к лабораторной работе № 2.

Подготовиться к решению задач по теме « Растворы »:

1. Определите $\omega(\%)$ (H_3PO_4) в растворе, полученном при растворении 20 г ее в 1 л воды.
2. Какой объем воды надо прибавить к 1 л 65%-ного раствора азотной кислоты ($\rho = 1.4$ г/мл), чтобы получить 30%-ный раствор? Определите молярную концентрацию исходного раствора.
3. В воде объемом 1 л растворяется 4.37 л сероводорода. Определите процентное содержание H_2S в сероводородной воде, насыщенной под давлением 95 мм рт.ст.
4. Какая масса кислорода и азота растворена в 1 л воды, насыщенной воздухом, если в 100 объемах воды растворяется 4.8 объема кислорода и 2.4 объема азота?

Домашнее задание № 4

Выполнить задания по теме «Строение атома» и «Химическая связь»:

1. Написать электронные конфигурации атомов: P, Br, Fe, V, Mn.
2. Написать квантовые числа для внешних электронов этих атомов.
3. Определить тип гибридизации орбиталей центрального атома в частице, назвать и изобразить ее геометрическую форму: BeH_2 , CH_4 , MgCl_2 , BF_3 .
4. Опишите тип связи в молекулах F_2 , H_2O , NaCl .
5. Опишите по ММО молекулярные образования H_2 , H_2^+ , H_2^- . Как изменяется в этом ряду длина химической связи, энергия связи и почему?

Домашнее задание № 5

Подготовиться к лабораторной работе № 3.

Подготовиться к ответам по теме «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»:

1. Что называется скоростью химических реакций? Как измеряются скорости химических реакций? Приведите примеры реакций, протекающих с различными скоростями.
2. От каких факторов зависит скорость химических реакций?
3. Сформулируйте закон действия масс. Запишите его выражение для реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$. Изобразите графически зависимость скорости реакции от концентрации.
4. Каков физический смысл константы скорости химической реакции? От каких факторов зависит величина константы скорости?
5. Может ли степень измельчения реагентов влиять на скорость гетерогенного химического процесса, почему?
6. Как влияет изменение температуры на скорость химических реакций?
7. Что называется энергией активации химического процесса? Как можно определить энергию активации данной химической реакции?
8. Какие реакции называются цепными? Приведите примеры реакций, проходящих по механизму цепных с неразветвленной и разветвленной цепью.
9. Какие реакции называются обратимыми? Приведите примеры.
10. Какое состояние для обратимых процессов называется равновесным? Критерий состояния химического равновесия.
11. Почему химическое равновесие называется динамическим?

12. Количественная характеристика состояния равновесия. Физический смысл константы равновесия. Способы ее выражения.

Домашнее задание № 6

Решить задачи по теме «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»:

1. Рассчитайте, какая из четырех реакций протекает с наибольшей скоростью, если известно, что за равный промежуток времени в равном объеме при первой реакции образуется 1 г водорода, при второй – 30 г хлористого водорода, при третьей – 92 г серной кислоты и при четвертой – 150 г оксида свинца(IV).

2. В сосуде объемом 1 м^3 за 5 часов выкристаллизовалось 80 кг глауберовой соли $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Рассчитайте среднюю скорость образования соли: а) в $\text{кг}/\text{м}^3 \cdot \text{час}$; б) в $\text{г}/\text{л} \cdot \text{сек}$; в) в $\text{моль}/\text{л} \cdot \text{мин}$.

3. При температуре 510°C из 50 см^3 гремучего газа в течение 5 минут превращается в пары воды 2.5 см^3 газа. Вычислите, во сколько времени получится тот же результат реакции при температуре 560°C и при температуре 20°C . Температурный коэффициент равен 2.

4. При некоторых условиях в равновесии находятся: 1 моль азота, 0.5 моль водорода и 6 моль аммиака. Определите исходные количества азота и водорода.

5. Равновесие реакции получения фосгена $\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$ установилось при концентрациях: $[\text{Cl}_2] = 0.6\text{ моль}/\text{л}$; $[\text{CO}] = 0.3\text{ моль}/\text{л}$; $[\text{COCl}_2] = 5\text{ моль}/\text{л}$. Вычислите константу равновесия. Во сколько раз уменьшилось давление в равновесной системе по отношению к первоначальному?

6. Реакция протекает по уравнению $\text{A} + \text{B} \leftrightarrow \text{C} + \text{D}$. Определите равновесные концентрации веществ в системе, если $K = 1$, а исходные концентрации $[\text{A}] = 2\text{ моль}/\text{л}$, $[\text{B}] = 7\text{ моль}/\text{л}$.

Домашнее задание № 7

Подготовиться к лабораторной работе № 4.

Подготовиться к ответам по теме «Общие свойства растворов не электролитов»:

1. Растворение как физико-химический процесс. Теплота растворения. Химическая теория растворов Менделеева. Сольваты. Физическая теория растворов Вант-Гоффа.

2. Общие свойства растворов. Явления осмоса. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.

3. Понижение давления пара растворов. Повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания растворов. Законы Рауля

Домашнее задание № 8

Подготовиться к ответам по теме «Основы термодинамики»:

1. Термодинамические величины. Внутренняя энергия.

2. Энтальпия.

3. Энтропия и энергия Гиббса.

4. Стандартные термодинамические величины. Химико-термодинамические расчеты.

Домашнее задание № 9

Подготовиться к лабораторной работе № 5.

Подготовиться к ответам по теме «Свойства растворов электролитов»:

1. Что называется ионным произведением воды? Какая связь существует между константой диссоциации и ионным произведением воды?
2. В каком соотношении находятся концентрации водородных и гидроксильных ионов в чистой воде? Чему равна величина ионного произведения воды при 22°C? Чему равна величина водородного показателя (рН) чистой воды при 22°C? Изменяется ли величина водородного показателя воды с увеличением температуры?
3. Чему равна величина водородного показателя (рН) растворов, концентрация ионов водорода которых равна $1 \cdot 10^{-7}$, $1 \cdot 10^{-3}$, $1 \cdot 10^{-8}$?
4. Концентрация ионов водорода в растворе $1 \cdot 10^{-8}$. Каково значение гидроксильного показателя (рОН)?
5. В воде объемом 1 л растворен аммиак объемом 5.6 л(н.у.). Определите рН раствора, если константа диссоциации электролита $1.8 \cdot 10^{-5}$.
6. В воде объемом 500 мл растворено 10 г раствора с $\omega(\%) \text{HNO}_3$ 10% (плотность раствора равна 1 г/мл). Определите рН раствора, считая, что кислота диссоциирует полностью.
7. В воде объемом 200 мл растворено 4 г гидроксида натрия. Определите рН раствора, считая, что щелочь диссоциирует полностью.

Домашнее задание № 10

Решить задачи по теме «Общие свойства растворов»:

1. Какой объем оксида серы(IV) следует растворить при 17°C и 750 мм рт.ст. для получения 0.01 М раствора?
2. Давление насыщенного пара водного раствора неэлектролита при 100°C равно 720 мм рт.ст. Определите, сколько моль воды приходится на 1 моль растворенного вещества в этом растворе.
3. Определите молекулярную массу камфары, если раствор 0.552 г ее в 17 г эфира кипит на 0.451° выше, чем чистый эфир.
4. При какой температуре замерзнет раствор 1 г нитробензола в 10 г бензола, если чистый бензол замерзает при 6°C?
5. Определите формулу вещества, содержащего 39.56% углерода, 7.69% водорода и 52.75% кислорода, если осмотическое давление раствора, содержащего 36 г этого вещества в 1 л, равно 4.5 атм при 0°C.

Домашнее задание № 11

Подготовиться к лабораторной работе № 6.

Написать уравнения следующих окислительно-восстановительных реакций:





Домашнее задание № 12

Подготовиться к ответам по теме «Гидролиз солей»:

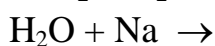
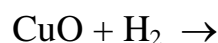
1. Понятие гидролиза.
2. Типы солей, подвергающихся гидролизу. Уравнения гидролиза.
3. Количественная характеристика гидролиза.
4. Написать уравнение гидролиза AlCl_3 , ZnCl_2 , K_2CO_3 .
5. Как изменяется окраска индикаторов (лакмус) в растворах сульфата алюминия, алюмината натрия? Какое из этих соединений гидролизует сильнее и почему?

Домашнее задание № 13

Подготовиться к лабораторным работам №№ 7 - 10.

Подготовиться к ответам по теме «Общие свойства неметаллов»:

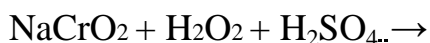
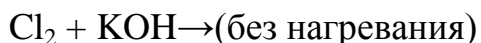
1. Объясните, почему водород в периодической системе элементов помещен как в первой, так и в седьмой группах.
2. Какое строение атома имеют изотопы водорода: протий, дейтерий, тритий? Как можно получить атомный водород? Чем его свойства отличаются от свойств обычного водорода?
3. Какие способы получения водорода имеют промышленное значение? Опишите их с помощью химических уравнений. Назовите наиболее важные применения водорода в промышленности.
4. Как называются соединения водорода с металлами и неметаллами? Приведите примеры соединений, в которых водород проявляет неполярный, полярный и ионный характер связи.
5. Напишите электронные уравнения реакций. Укажите окислитель, восстановитель:



6. Объясните изменение неметаллических свойств в зависимости от положения элемента в периодической системе химических элементов.

Домашнее задание № 14

Напишите электронные уравнения реакций. Укажите окислитель, восстановитель:



Домашние задания № 15

Подготовиться к лабораторным работам №№ 11-13.

Подготовиться к ответам по теме:

по теме «Общие свойства неметаллов»:

1. Допишите уравнения реакций и подберите коэффициенты, пользуясь электронно-ионными схемами:
2. $\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$

3. $\text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Ag} + \dots$
4. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{MnO}_2 + \dots$
5. Сравните величины степеней диссоциации галогенводородных кислот. Почему сила этих кислот в ряду от HF к HI увеличивается? Почему фтороводородная кислота является слабой кислотой?
6. Как изменяется сила кислот в ряду HOCl, HOBr, HOI? Напишите уравнения реакций их диссоциации. Можно ли получить эти кислоты в свободном состоянии? Как изменяется окислительное действие этих кислот, если известно, что реакция между гипохлоритом и гипоиодитом протекает по схеме: $\text{NaOCl} + \text{NaOI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{NaIO}_3 + \text{HCl}$. Уравняйте реакцию, используя ионно-электронную схему.
7. Как изменяется устойчивость в ряду кислот HClO, HClO₂, HClO₃, HClO₄? Почему? Как в этом ряду изменяются окислительные и кислотные свойства?
8. При взаимодействии бертолетовой соли с кислотами протекают следующие реакции:
9. $\text{KClO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
10. $\text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{конц.}} \rightarrow \text{KHSO}_4 + \text{HClO}_4 + \text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
11. $\text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{ClO}_2$.
12. Уравняйте реакции с использованием ионно-электронных схем.

по теме «Свойства металлов главных подгрупп»:

1. Особенности строения электронной оболочки атомов металлов.
2. В чем проявляется отличие химии лития от химии остальных щелочных металлов? Приведите примеры.
3. Можно ли чисто химическим путем получить щелочные металлы в свободном состоянии из их соединений? Запишите уравнения реакций.
4. Напишите уравнения всех реакций, протекающих при хранении металлических лития и калия на воздухе при комнатной температуре.
5. Почему щелочные металлы не применяются для восстановления менее активных металлов из водных растворов их солей?
6. Охарактеризуйте особенности структуры и свойств гидридов щелочных металлов. Приведите примеры характерных реакций.
7. Как можно получить оксиды лития, натрия и калия? В каком случае можно использовать реакцию прямого окисления металла кислородом?
8. На чем основано использование пероксидов щелочных металлов для регенерации кислорода в замкнутых системах, в которых накапливается углекислый газ?
9. Закончите уравнения реакций:
 $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 $\text{KO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{KO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
10. Каков химический состав соды каустической, кристаллической, кальцинированной, питьевой?
11. В виде каких соединений алюминий встречается в природе? Как получают металлический алюминий в промышленности?
12. Охарактеризуйте с помощью уравнений реакций отношение алюминия к воде, кислотам, щелочам.

13. Напишите уравнения реакций получения из оксида алюминия следующих соединений: алюмината натрия, хлорида алюминия, алюмокалиевых квасцов.
14. Какое из веществ $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ или NaOH следует взять для полного осаждения гидроксида алюминия? Почему? Напишите уравнения реакций.
16. Напишите уравнения реакций:
- $$\text{AlCl}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$
- $$\text{NaAlO}_2 + \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$
- $$\text{Al}_2\text{S}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

Домашние задания № 16

Подготовиться к лабораторным работам №№ 14-18.

Подготовиться к ответам по теме:

по теме «Общие свойства металлов»:

- Составить уравнения следующих реакций:

а) $\text{Ti} + \text{HCl}_{(\text{конц.})} \rightarrow$	г) $\text{Ti}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
б) $\text{Ti} + \text{HCl}_{(\text{разб.})} + \text{O}_2 \rightarrow$	д) $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + \text{SO}_2 \rightarrow$
в) $\text{Ti} + \text{HF}_{(\text{конц.})} \rightarrow$	е) $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3 + \text{CuCl}_2 \rightarrow$
- Может ли катион титана(III) взаимодействовать с катионом железа(III), дихромат-ионом и хлорат-ионом? Составить уравнения реакций.
- Составить координационные формулы трех гидратных изомеров состава $\text{TiCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Предложить химический метод идентификации лигандов, входящих в состав внутренней сферы изомерных комплексных соединений.
- Составить уравнения следующих реакций:

а) $\text{Ti}(\text{SO}_4)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4_{(\text{конц.})} \rightarrow$	г) $\text{TiO}(\text{OH})_2 + \text{HF} \rightarrow$
б) $\text{Ti}(\text{SO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}_{(\text{хол.})} \rightarrow$	д) $\text{TiO}(\text{OH})_2 + \text{KOH}_{(\text{конц.})} \rightarrow$
в) $\text{Ti}(\text{SO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}_{(\text{гор.})} \rightarrow$	е) $\text{TiO}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3_{(\text{конц.})} \rightarrow$
- Какой объем раствора с массовой долей карбоната натрия 10% ($\rho_{\text{р-ра}} = 1.05 \text{ г/мл}$) необходимо приготовить для реакции с оксидом ванадия(V) массой 1 г, если соотношение реагентов 1.2:1? Какая масса ванадата аммония может быть получена при взаимодействии полученного раствора с раствором хлорида аммония, если выход продукта реакции 60%?
- Закончить уравнения реакции:

$$\text{NH}_4\text{VO}_3 + \text{HCl}_{(\text{к})} \rightarrow$$

$$\text{NH}_4\text{VO}_3 + \text{HCl}_{(\text{р})} \rightarrow$$

$$\text{NH}_4\text{VO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$$

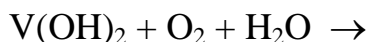
$$\text{NH}_4\text{VO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$$
- Написать уравнения реакций, соответствующих изменению окраски:

$$\text{NaVO}_3 \longrightarrow \text{синяя} \longrightarrow \text{зеленая} \longrightarrow \text{фиолетовая.}$$

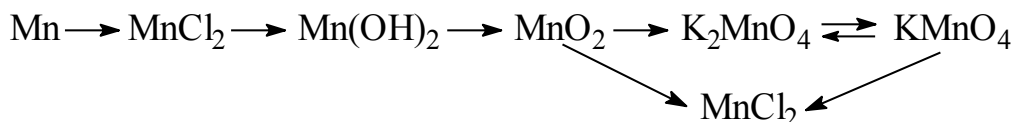
↓

красная
- Закончить уравнения реакций:

$$\text{V}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$



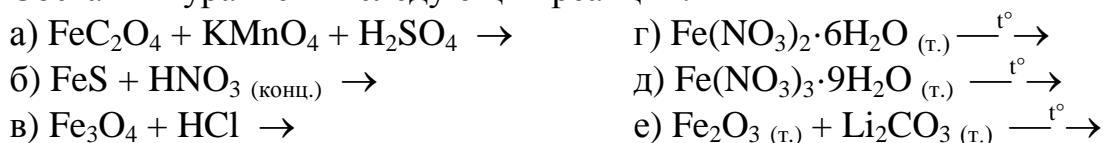
9. Написать уравнение реакции сплавления оксида хрома(III) с гидроксидом натрия.
10. Написать уравнения реакций, подтверждающих амфотерные свойства гидроксида хрома(III).
11. Используя уравнения реакций, описать, как изменяются свойства оксидов в ряду: $\text{CrO} \text{ — } \text{Cr}_2\text{O}_3 \text{ — } \text{CrO}_3$. Почему?
12. Рассчитать pH 0.1 М раствора сульфата хрома(III), учитывая его гидролиз по I степени.
13. Написать уравнения реакций взаимодействия иодида калия с дихроматом калия в кислой и нейтральной средах.
14. Написать уравнение реакции взаимодействия хромата калия с сульфидом калия в щелочной среде.
15. Перманганат калия в сильнощелочном растворе постепенно превращается вначале в манганат калия, а затем в оксид марганца(IV) с одновременным выделением газа. Составить уравнения происходящих при этом реакций.
16. Требуется обесцветить раствор, содержащий небольшое количество перманганата калия, но так, чтобы не происходило выпадение осадка. Предложить возможные пути решения этой задачи. Написать уравнения реакций.
17. В одну пробирку помещена навеска стружки марганца, в другую - рения. В обе пробирки добавлен концентрированный раствор пероксида водорода. Написать уравнения происходящих реакций.
18. Осуществить ряд превращений:



19. Отношение элементов VIII Б подгруппы к кислотам и щелочам.
20. Сделать вывод об изменении восстановительной способности гидроксидов $\text{M}(\text{OH})_2$ для $\text{M} = \text{Fe}, \text{Co}, \text{Ni}$ и о возможности их самопроизвольного окисления кислородом воздуха.
21. Изменение устойчивости и кислотно-основных свойств оксидов в ряду $\text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ — } \text{Co}_2\text{O}_3 \text{ — } \text{Ni}_2\text{O}_3$.
22. Подобрать окислители, подходящие для перехода $\text{M}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Me}(\text{OH})_3$, где $\text{M} = \text{Fe}, \text{Co}, \text{Ni}$. Написать уравнения реакций.
23. Написать уравнения реакций, подтверждающих амфотерность оксида и гидроксида железа(III).
24. Не проводя расчеты, указать, какова среда 0.1 М растворов перхлоратов железа(II), кобальта(II), никеля(II). Для какого из растворов значение pH будет выше? Написать уравнения реакций.
25. Написать уравнения реакций, с помощью которых минерал пирит можно перевести в следующие вещества: а) сульфат железа(II); б) оксид железа(III); в) оксид железа(II); г) сульфат железа(III); д) нитрат железа(III).

26. Предложить способ получения нитрата железа(II). Почему получение этого вещества является трудной химико-технологической задачей?

27. Составить уравнения следующих реакций:



Примеры решения задач

Пример 1. Реакция описывается уравнением $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$. Концентрации реагирующих веществ (моль/л): $[\text{NO}] = 0.03$; $[\text{O}_2] = 0.05$. Как изменится скорость реакции, если концентрация O_2 возрастет до 0.06 моль/л, а концентрация NO - до 0.05 моль/л?

Решение: Записываем выражение ЗДМ для данной реакции:

$$v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$$
$$v_1 = k \cdot 0.03^2 \cdot 0.05 = 45 \cdot 10^{-6};$$
$$v_2 = k \cdot 0.05^2 \cdot 0.06 = 150 \cdot 10^{-6};$$
$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{150 \cdot 10^{-6}}{45 \cdot 10^{-6}} = 3.3, \text{ скорость реакции возрастет в 3.3 раза.}$$

Пример 2. Константа равновесия обратимого процесса $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ при 494°C равна 2.2. В состоянии равновесия $[\text{NO}] = 0.02$ моль/л; $[\text{NO}_2] = 0.03$ моль/л. Вычислить начальную концентрацию кислорода.

Решение: Обозначим исходную концентрацию кислорода через x . Равновесная концентрация кислорода тогда выразится как $x - 0.015$, так как согласно уравнению реакции из 1 моль O_2 образуется 2 моль NO_2 , то есть на образование 0.03 моль NO_2 израсходовалось в 2 раза меньше (0.015) моль O_2 . Подставляем равновесные концентрации в выражение константы равновесия

$$K = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 [\text{O}_2]}; 2.2 = \frac{0.03^2}{0.02^2 (x - 0.015)}$$

Решая уравнение, находим $x = 1.04$. Следовательно, исходная $[\text{O}_2] = 1.04$ моль/л.

Пример 3. Какой объем 0.1 N раствора AgNO_3 необходим для реакции с 0.3 N раствором AlCl_3 объемом 0.5 мл?

Решение: Поскольку вещества взаимодействуют в эквивалентных количествах, то можно написать:

$$C_N(\text{AgNO}_3) \cdot V(\text{AgNO}_3) = C_N(\text{AlCl}_3) \cdot V(\text{AlCl}_3)$$

Следовательно:

$$0.1 \cdot V_{\text{AgNO}_3} = 0.3 \cdot 0.5 \quad V_{\text{AgNO}_3} = \frac{0.3 \cdot 0.5}{0.1} = 1.5 \text{ мл}$$

Пример 4. Определить относительную молекулярную массу глицерина, если температура кипения его раствора с массовой долей 4.6% на 0.26° выше, чем температура кипения чистой воды.

Решение: Согласно уравнению:

$$M = E \cdot \frac{m_1 \cdot 1000}{m_2 \cdot \Delta t},$$

находим $M = 0.52 \cdot \frac{4.6 \cdot 1000}{100 \cdot 0.26} = 92$ г/моль.

Молярная масса численно равна относительной молекулярной массе, следовательно $M_r(\text{глицерина}) = 92$.

Задачи для самостоятельного решения (примеры)

1. Вычислить осмотическое давление раствора с массовой долей сахара 2.5% при 27°C ($\rho = 1$).
2. В 0.1 N растворе сульфат калия ионизирован на 71%. Каково осмотическое давление данного раствора при 0°C?
3. Температура замерзания кровяной сыворотки -0.55°C. Рассчитать моляльную концентрацию солей в крови, условно считая, что все соли являются бинарными и полностью распадаются на ионы. Наличие в сыворотке неэлектролитов во внимание не принимать.
4. Определить формулу вещества, содержащего 94.38% углерода и 5.62% водорода, если раствор 2.55 г его в 100 г этилового спирта кипит при температуре на 0.29°C выше, чем чистый спирт.
5. Определить концентрацию ионов алюминия и сульфат-ионов в растворе сульфата алюминия концентрации 0.1 M, если кажущаяся степень диссоциации соли 90%.
6. В растворе хлорноватистой кислоты концентрации 0.1 моль/л степень диссоциации ее равна 0.08%. При какой концентрации раствора она увеличится в 2 раза, в 10 раз?
7. При какой концентрации раствора муравьиной кислоты степень ее диссоциации равна 6.7%?
8. Вычислить молярную концентрацию раствора кислоты по значению ее степени диссоциации: а) $\alpha(\text{HNO}_2) = 10\%$; б) $\alpha(\text{HF}) = 0.1$; в) $\alpha(\text{CH}_3\text{COOH}) = \alpha(\text{HNO}_2)$ в растворе концентрации 0.1 моль/л.
9. Вычислить константу диссоциации указанных ниже кислот по значению степени диссоциации в растворе данной концентрации:
 - а) для HCOOH $C = 0.2$ моль/л, $\alpha = 32\%$;
 - б) для HClO $C = 0.1$ моль/л, $\alpha = 0.07\%$;
 - в) для H_2CO_3 по первой ступени $C = 0.15$ моль/л, $\alpha = 0.173\%$.
10. Чему равна массовая доля уксусной кислоты в растворе ($\rho = 1$ г/мл), для которого $[\text{H}^+] = 3.6 \cdot 10^{-6}$ моль/л, $\alpha = 3\%$?
11. Найти концентрацию ионов H^+ и pH в водных растворах, в которых концентрация гидроксид-иона (моль/л) составляет: 10^{-4} ; $3.2 \cdot 10^{-6}$; $7.4 \cdot 10^{-11}$; 10^{-12} .
12. Вычислить pH растворов, в которых концентрация ионов H^+ (моль/л) равна: $2 \cdot 10^{-7}$; $8.1 \cdot 10^{-3}$; $2.7 \cdot 10^{-10}$.
13. Определить pH раствора, в 1 л которого содержится 0.1 г HNO_3 . Диссоциацию кислоты считать полной.

14. При 716°C константа скорости образования иодистого водорода равна $1.6 \cdot 10^{-2}$, а константа скорости диссоциации $3.0 \cdot 10^{-4}$. Найти константу равновесия диссоциации иодистого водорода при данной температуре.

15. Реакция идет по уравнению $4\text{HCl} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$. Через некоторое время после начала реакции концентрации участвующих в ней веществ были: $[\text{HCl}] = 0.009$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0.02$ моль/л; $[\text{Cl}_2] = 0.003$ моль/л. Вычислить: а) концентрацию водяного пара в этот момент; б) исходную концентрацию кислорода и хлористого водорода.

16. При некоторых условиях в равновесии реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ находятся 1 моль азота, 0.5 моль водорода и 6 моль аммиака. Определить исходные количества азота и водорода.

17. Равновесие реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ установилось при следующих концентрациях веществ: $[\text{NO}] = 0.08$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0.03$ моль/л и $[\text{NO}_2] = 0.01$ моль/л. Вычислить исходные концентрации NO , O_2 , константу равновесия.

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

План-конспект урока и 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 в сквозную нумерацию страниц работы.

Оценивание лабораторных работ проводится по критериям:

- Полнота и качество выполненных заданий;
- Теоретическое обоснование полученного результата;
- Качество оформления отчета, использование правил и стандартов оформления текстовых и электронных документов;
- Отсутствие фактических ошибок, связанных с пониманием темы.

Критерии оценки выполнения самостоятельной работы

Оценка «Отлично»

- А) Задание выполнено полностью.
- Б) Отчет/ответ составлен грамотно.
- В) Ответы на вопросы полные и грамотные.
- Г) Материал понят, осознан и усвоен.

Оценка «Хорошо»

- А), Б) - те же , что и при оценке «Отлично».
- В) Неточности в ответах на вопросы, которые исправляются после уточняющих вопросов.
- Г) Материал понят, осознан и усвоен.

Оценка «Удовлетворительно»

- А), Б - те же , что и при оценке «Отлично».
- В) Неточности в ответах на вопросы, которые не всегда исправляются после уточняющих вопросов.
- Г) Материал понят, осознан, но усвоен не достаточно полно.

Оценка «Неудовлетворительно»

- А) Программа не выполнена полностью.
- Б) Устный отчет и ответы на вопросы не полные и не грамотные.
- В) Материал не понят, не осознан и не усвоен.



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

ШКОЛА БИОМЕДИЦИНЫ

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

**по дисциплине «Неорганическая химия»
специальность 30.05.01 Медицинская биохимия
Форма подготовки очная**

**Владивосток
2016**

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

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции	
ГОТОВНОСТЬЮ к использованию основных физико-химических, математических и иных естественнонаучных понятий и методов при решении профессиональных задач (ОПК-5);	Знает	Теоретические основы общей и неорганической химии.
	Умеет	Применять полученные знания по химии для решения практических и теоретических профессиональных задач.
	Владеет	Навыками применения полученных знаний по неорганической химии для решения практических профессиональных задач.

№ п/п	Контролируемые модули/разделы/темы дисциплины	Коды и этапы формирования компетенций	Оценочные средства - наименование		
			текущий контроль	промежуточная аттестация	
1	МОДУЛЬ 1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ Раздел I. Строение атомов и молекул. Раздел II. Химическая связь и строение вещества.	готовностью к использованию основных физико-химических, математических и иных естественнонаучных понятий и методов при решении профессиональных задач (ОПК-5);	<p>Знание: -Основные понятия химии; -Основные законы химии; -Строение атома и химическая связь.</p>	<p>Изучение теории по лабораторной работе № 1, отчет (ПР-6). Собеседование (УО-1). Практические занятия №№ 1-2 (УО-1), сдача коллоквиумов №№1-2 (УО-2); Тестовый контроль (ПР-1); домашняя работа № 1; №2.</p>	Экзамен. Экзаменационные вопросы №№ 1-30.
<p>Умение: -Анализировать материал и обосновывать подходы к решению задач; - Выбирать рациональный способ решения, опираясь на</p>	<p>Подготовка отчета по лабораторной работе № 1, (ПР-6), Контрольные работы №№ 1-2 (ПР-2).</p>				

			основные законы химии; -Описывать строение атомов и молекул.	Коллоквиумы №№1-2 (УО-2). Домашние задания №№ 3-4.	
			Владение: -Навыками экспериментальной работы в химической лаборатории; -Навыками химических расчетов; -Навыками анализа взаимосвязи состава, строения и свойств веществ. -Навыками расчетов химических эквивалентов.	Лабораторная работа № 1, (ПР-6); Контрольная работа № 1 (ПР-2), контрольная работа № 2 (ПР-2); Коллоквиумы №№1-2 (УО-2). Домашние задания №№ 3-4.	
2	МОДУЛЬ 1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ. Раздел III. Закономерности протекания химических процессов.	готовностью к использованию основных физико-химических, математических и иных естественнонаучных понятий и методов при решении профессиональных задач (ОПК-5);	Знание: -Основ химической кинетики; -Основ химической термодинамики.	Изучение теории по лабораторной работе №3 (ПР-6); Собеседование (УО-1). Практические занятия №№ 3-4 (УО-1); сдача коллоквиума №3 (УО-2); Тестовый контроль (ПР-1); Домашние работы №№ 5-6.	Экзамен. Экзаменационные вопросы №№ 31-33.
			умение: -Анализировать материал и обосновывать подходы к решению задач; -Определять направление и возможность протекания процесса, опираясь на основные законы кинетики и термодинамики.	Выполнение и подготовка отчета по лабораторной работе №3 (ПР-6); сдача коллоквиума №3 (УО-2); домашнее задание №8.	

			<p>владение:</p> <ul style="list-style-type: none"> -Навыками расчетов при решении термохимических задач; -Навыками расчетов скорости химической реакции. 	<p>Выполнение и подготовка отчета по лабораторной работе №3 (ПР-6); сдача коллоквиума №3 (УО-2); домашние работы №№ 5-6; 8.</p>	
3	МОДУЛЬ 1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ. Раздел IV. Растворы.	готовностью к использованию основных физико-химических, математических и иных естественнонаучных понятий и методов при решении профессиональных задач (ОПК-5);	<p>знание:</p> <ul style="list-style-type: none"> -Физико-химической теории растворов; -Теории электролитической диссоциации. -Количественных характеристик растворов, процессов растворения и электролитической диссоциации. 	<p>Изучение теории по лабораторным работам №4 и №5 (ПР-6); Собеседование (УО-1). Практическое занятие №5 (УО-1); сдача коллоквиума №4 (УО-2); Тестовый контроль (ПР-1); Домашние работы №№ 7,9,10.</p>	Экзамен. Экзаменационные вопросы №№ 34-46.
			<p>умение:</p> <ul style="list-style-type: none"> -Готовить растворы заданной концентрации; -Проводить вычисления массы, объема и концентрации раствора; -Проводить классификацию электролитов; -Писать уравнения электролитической диссоциации и реакций ионного обмена; -Вычислять рН раствора; -Вычислять степень диссоциации электролита. 	<p>Выполнение лабораторных работ № № 4-5 (ПР-6); Выполнение контрольной работы №2(ПР-2). Тестовый контроль (ПР-1); Домашние работы №№7,9,10. Сдача коллоквиума</p>	

			<p>владение:</p> <ul style="list-style-type: none"> -Навыками приготовления раствора; - Навыками безопасной экспериментальной работы с электролитами; -Навыками определения и вычисления рН раствора, вычислять степень диссоциации электролита. 	№4 (УО-2)	
4	<p>МОДУЛЬ 2.РЕАКЦИОННАЯ СПОСОБНОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ. Раздел I. Важнейшие химические процессы.</p>	<p>готовностью к использованию основных физико-химических, математических и иных естественнонаучных понятий и методов при решении профессиональных задач (ОПК-5);</p>	<p>знание:</p> <ul style="list-style-type: none"> -Окислительно-восстановительных реакций. Процессов окисления и восстановления. Их биологической роли. -Процесса гидролиза. Условий его протекания, количественных характеристик, биологической роли. <p>умение:</p> <ul style="list-style-type: none"> -Писать уравнения окислительно-восстановительных реакций, определять окислитель и восстановитель; -Писать уравнения гидролиза соли; -Проводить количественную характеристику процесса гидролиза. 	<p>Изучение теории по лабораторным работам №5 и №6 (ПР-6); Собеседование (УО-1). Практическое занятие №6 и №7 (УО-1); домашние работы №№ 11-13.</p> <p>Подготовка отчетов по лабораторным работам №№ 5-6(ПР-6); Собеседование на практических занятиях №№ 6-7 (УО-1); Выполнение контрольных работ №№3-4 (ПР-2).</p>	<p>Экзамен. Экзаменационные вопросы №№ 46-48.</p>

			<p>владение:</p> <ul style="list-style-type: none"> -Навыками проведения и написания окислительно-восстановительных реакций; -Навыками установления возможности гидролиза соли, исходя из ее природы; -Навыками количественных расчетов процесса гидролиза. 	<p>Подготовка отчетов по лабораторным работам №№ 5-6(ПР-6); Собеседование на практических занятиях №№ 6-7 (УО-1); Выполнение контрольных работ №№3-4 (ПР-2).</p>	
5	<p>МОДУЛЬ 2.РЕАКЦИОННАЯ СПОСОБНОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ. Раздел II. Свойства неметаллов и металлов.</p>	<p>готовностью к использованию основных физико-химических, математических и иных естественнонаучных понятий и методов при решении профессиональных задач (ОПК-5);</p>	<p>знание:</p> <ul style="list-style-type: none"> -Нормы техники безопасности при работе с неорганическими веществами; -Нормы техники безопасности при работе с химической посудой и оборудованием; -Химических свойств металлов и неметаллов и образованных ими соединений. 	<p>Изучение теории по лабораторным работам №№ 7-9 (ПР-6); Собеседование (УО-1). Практические занятия №№ 8-9 (УО-1); Сдача коллоквиума № 5. (УО-2); Тестовый контроль (ПР-1); Домашние работы №№ 14-16.</p>	<p>Экзамен. Экзаменационные вопросы №№ 49-72.</p>
		<p>умение:</p> <ul style="list-style-type: none"> -Работать с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности; -Умение характеризовать свойства металлов и неметаллов и образованных ими соединений, исходя из их состава и строения; -Писать уравнения химических реакций различных типов. 	<p>Выполнение и подготовка отчетов по лабораторным работам №№ 7-9 (ПР-6); Собеседование на практических занятиях №№ 8-9 (УО-1); Выполнение контрольной работы №5 (ПР-2). Тестовый контроль (ПР-</p>		

				1);	
			владение: -Навыками безопасной экспериментальной работы; -Навыками описания свойств металлов и неметаллов и образованных ими соединений, исходя из их состава и строения; -Навыками написания уравнений химических реакций различных типов.	Выполнение и подготовка отчетов по лабораторным работам №№ 7-9 (ПР-6); Собеседование на практических занятиях №№ 8-9 (УО-1); Выполнение контрольной работы №5 (ПР-2).	

Шкала оценивания уровня сформированности компетенций по дисциплине «Неорганическая химия»

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции		критерии	показатели
готовностью к использованию основных физико-химических, математических и иных естественнонаучных понятий и методов при решении профессиональных задач (ОПК-5);	знает (пороговый уровень)	Теоретические основы общей и неорганической химии	Знание основных понятий и законов химии; Знание закономерностей протекания химических процессов; Знание состава и строения чистых веществ; Знание химических свойств простых и сложных веществ и их биологической роли. Знание основ теории растворения, свойств и их количественной характеристики.	Способность сформулировать и объяснить основные понятия и законы химии; Способность рассказать о строении атома и химической связи с позиций современной науки; Способность рассказать о скорости, направлении и возможности протекания химических реакций; Способность описать строение молекул, объяснить свойства вещества, исходя из строения молекул; Способность сформулировать и

				объяснить физико-химическую теорию растворов, теорию электролитической диссоциации, законы Рауля и Вант-Гоффа для растворов.
	умеет (продвинутой)	Применять полученные знания по химии для решения практических и теоретических профессиональных задач.	Ориентироваться в поставленных задачах, применять для их решения теоретические знания; Описывать химические свойства веществ, исходя из их состава и строения; Планировать и проводить химический эксперимент.	Способность записать электронную формулу строения атома любого химического элемента; Способность показать образование химической связи в молекулах; Способность охарактеризовать кинетические и термодинамические характеристики процесса; Способность рассчитать концентрацию раствора и приготовить его; Способность измерить и рассчитать pH раствора; Способность провести химические реакции и записать соответствующие уравнения;

	владеет (высокий)	Навыками применения полученных знаний по неорганической химии для решения профессиональных практических задач.	Навыками экспериментальной работы в химической лаборатории; Навыками написания уравнений химических реакций; Навыками химических расчетов; Навыками анализа химического процесса.	Способность проводить экспериментальные работы в химической лаборатории в соответствии с поставленными задачами; Способность описать химическую реакцию с помощью уравнения; Способность проводить химические расчеты систем и процессов; Способность провести анализ и установить взаимосвязи состава, строения и свойств веществ. Способность дать количественную характеристику химического вещества и процесса.
--	-------------------	--	---	---

Примерный перечень оценочных средств (ОС)

I. Текущий контроль

I. Устный опрос

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. Коллоквиум (УО-2) (Средство контроля усвоения учебного материала темы, раздела или разделов дисциплины, организованное как учебное занятие в виде собеседования преподавателя с обучающимися.)- Вопросы по темам/разделам дисциплины.

Вопросы собеседований

МОДУЛЬ 1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ Раздел I. Строение атомов и молекул. Раздел II. Химическая связь и строение вещества.

1. Определение понятий: элемент, атом, молекула, простое и сложное вещество, относительные атомная и молекулярная массы, абсолютные массы атомов и молекул, определение понятия “моль”.
2. Какие величины называют молярной массой и молярным объемом?
3. Какие параметры определяют физическое состояние газа и какие условия состояния газа называют нормальными?
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. Какая величина называется универсальной газовой постоянной, и в каких единицах она может быть выражена?
7. Что называется парциальным давлением газа? Закон парциальных давлений.
8. Что называется абсолютной и относительной плотностью газа?
9. Какова зависимость между молекулярной массой газа и его плотностью по водороду, воздуху?
10. Закон эквивалентов.
11. Дайте определение понятий: эквивалент, молярная масса эквивалента, эквивалентный объем.
12. Методы определения атомных и молекулярных масс.
13. Как вычислить эквивалент и молярную массу эквивалента сложного вещества (оксида, кислоты, основания, соли)?
14. Как вычислить эквивалент вещества в окислительно-восстановительной реакции?
15. История развития представлений о строении атома (первые модели атома, Модель Томсона, модель Резерфорда).
16. Строение атома водорода по Бору. Постулаты Бора.
17. Объяснение линейчатого спектра атома водорода. Теоретический расчет спектра атома водорода.
18. Развитие теории Бора Зоммерфельдом.
19. Основные недостатки теории Бора-Зоммерфельда.
20. Волновые свойства материальных частиц. Волны де-Бройля.
21. Двойственная природа света – двойственная природа электрона. Принцип неопределенности.
22. Квантовая механика и уравнение Шредингера.
23. Квантомеханическое объяснение строения атома водорода. Характеристика состояния электрона в атоме. Квантовые числа (n , l , m , m_s).
24. Электронные структуры атомов. Принцип Паули. Правило Хунда.
25. Последовательность энергетических состояний электрона атома.

26. Периодическая система Д.И. Менделеева и строение атомов элементов; заполнение электронных слоев согласно энергетическому состоянию электрона.
27. Энергетические характеристики атомов – энергия ионизации, сродство к электрону и электроотрицательность. Закономерности изменения их величин в периодах и группах периодической системы Д.И. Менделеева.
28. Природа ковалентной связи.
29. Основные характеристики химической связи – длина, направленность, прочность.
30. Метод валентных связей (ВС):
 - а) насыщенность и направленность ковалентной связи;
 - б) ординарные и кратные связи;
 - в) σ -, π -, δ -связь.
31. Полярность ковалентной связи (дипольный момент).
32. Гибридизация электронных облаков и геометрия молекул. Условия устойчивости гибридизации.
33. Ионная связь. Основные свойства, характеризующие связь (ненасыщенность, ненаправленность). Энергия кристаллической решетки.
34. Донорно-акцепторная связь.
35. Водородная связь.
36. Металлическое состояния веществ.

МОДУЛЬ 1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ. Раздел III. Закономерности протекания химических процессов

1. Что называется скоростью химических реакций? Как измеряются скорости химических реакций? Приведите примеры реакций, протекающих с различными скоростями.
2. От каких факторов зависит скорость химических реакций?
3. Сформулируйте закон действия масс. Запишите его выражение для реакции $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$. Изобразите графически зависимость скорости реакции от концентрации.
4. Каков физический смысл константы скорости химической реакции? От каких факторов зависит величина константы скорости?
5. Может ли степень измельчения реагентов влиять на скорость гетерогенного химического процесса, почему?
6. Как влияет изменение температуры на скорость химических реакций?
7. Что называется энергией активации химического процесса? Как можно определить энергию активации данной химической реакции?
8. Какие реакции называются цепными? Приведите примеры реакций, проходящих по механизму цепных с неразветвленной и разветвленной цепью.
9. Какие реакции называются обратимыми? Приведите примеры.
10. Какое состояние для обратимых процессов называется равновесным? Критерий состояния химического равновесия.
11. Почему химическое равновесие называется динамическим?
12. Количественная характеристика состояния равновесия. Физический смысл константы равновесия. Способы ее выражения.

13. Термодинамические величины. Внутренняя энергия.
14. Энтальпия.
15. Энтропия и энергия Гиббса.
16. Стандартные термодинамические величины. Химико-термодинамические расчеты.

МОДУЛЬ 1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ. Раздел IV. Растворы.

1. Способы выражения концентрации растворов.
2. Классификация дисперсных систем. Истинные растворы.
3. Растворение как физико-химический процесс. Теплота растворения. Химическая теория растворов Менделеева. Сольваты. Физическая теория растворов Вант-Гоффа.
4. Общие свойства растворов. Явления осмоса. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.
5. Понижение давления пара растворов. Повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания растворов. Законы Рауля.
6. Теория электролитической диссоциации. Электролиты и не электролиты. Количественная характеристика.

МОДУЛЬ 2. РЕАКЦИОННАЯ СПОСОБНОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ. Раздел I. Важнейшие химические процессы.

1. Понятие гидролиза.
2. Типы солей, подвергающихся гидролизу. Уравнения гидролиза.
3. Количественная характеристика гидролиза.
4. Понятие окислительно-восстановительных реакций.
5. Изменение окислительно-восстановительной способности.
6. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.

МОДУЛЬ 2. РЕАКЦИОННАЯ СПОСОБНОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ. Раздел II. Свойства неметаллов и металлов

1. Положение неметаллов в периодической системе, строение атомов неметаллов.
2. Строение простых веществ. Физические свойства неметаллов.
3. Химические свойства неметаллов.
4. Положение металлов в периодической системе, строение атомов металлов.
5. Физические свойства металлов.
6. Химические свойства металлов.
7. Различия в изменении свойств металлов главных и побочных подгрупп.

Вопросы коллоквиумов

План коллоквиума №1

Вопросы по теме “Основы атомно-молекулярного учения”

1. Закон сохранения массы веществ.
2. Закон постоянства состава.
3. Дайте определение понятий: элемент, атом, молекула, простое и сложное вещество, относительные атомная и молекулярная массы, абсолютные массы атомов и молекул.
4. Дайте определение понятия “моль”.

5. Какие величины называют молярной массой и молярным объемом?
6. Какие параметры определяют физическое состояние газа и какие условия состояния газа называют нормальными?
7. Закон Авогадро. Что называется постоянной Авогадро? Как используют ее для определения масс атомов и молекул?
8. Как из уравнения состояния газа получить уравнение Менделеева-Клапейрона?
9. Какая величина называется универсальной газовой постоянной, и в каких единицах она может быть выражена?
10. Что называется парциальным давлением газа? Закон парциальных давлений.
11. Что называется абсолютной и относительной плотностью газа?
12. Какова зависимость между молекулярной массой газа и его плотностью по водороду, воздуху?
13. Дайте определение понятий: эквивалент, молярная масса эквивалента, эквивалентный объем. Закон эквивалентов.
14. Методы определения атомных и молекулярных масс.
15. Как вычислить эквивалент и молярную массу эквивалента сложного вещества (оксида, кислоты, основания, соли)?
16. Как вычислить эквивалент вещества в окислительно-восстановительной реакции?

План коллоквиума №2

Вопросы по теме "Строение атома"

1. История развития представлений о строении атома (первые модели атома).
2. Строение атома водорода по Бору. Постулаты Бора.
3. Волновые свойства материальных частиц. Волны де-Бройля.
4. Двойственная природа света – двойственная природа электрона. Принцип неопределенности.
5. Квантовая механика и уравнение Шредингера.
6. Квантомеханическое объяснение строения атома водорода. Характеристика состояния электрона в атоме. Квантовые числа (n , l , m_l , m_s).
7. Электронные структуры атомов. Принцип Паули. Правило Хунда.
8. Последовательность энергетических состояний электрона атома.
9. Периодическая система Д.И. Менделеева и строение атомов элементов; заполнение электронных слоев согласно энергетическому состоянию электрона.
10. Энергетические характеристики атомов – энергия ионизации, сродство к электрону и электроотрицательность. Закономерности изменения их величин в периодах и группах периодической системы Д.И. Менделеева.
11. Строение ядра. Радиоактивность. Ядерные реакции.

Вопросы по теме "Химическая связь"

1. Природа ковалентной связи.
2. Основные характеристики химической связи – длина, направленность, прочность.
3. Метод локализованных пар или валентных связей (ВС):
 - а) насыщенность и направленность ковалентной связи;

- б) ординарные и кратные связи; σ -, π -, связь.
- 4. Гибридизация электронных облаков и геометрия молекул.
- 5. Ионная связь. Основные свойства, характеризующие связь (ненасыщенность, ненаправленность).
- 6. Донорно-акцепторная связь.
- 7. Водородная связь.
- 8. Металлическая связь.

План коллоквиума №3

Вопросы по теме "Скорость химических реакций. Химическое равновесие"

1. Что называется скоростью химических реакций? Как измеряются скорости химических реакций? Приведите примеры реакций, протекающих с различными скоростями.
2. Почему скорость химических реакций с течением времени уменьшается? Изобразите графически изменение скорости химических реакций во времени.
3. От каких факторов зависит скорость химических реакций?
4. Сформулируйте закон действия масс. Запишите его выражение для реакции $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$. Изобразите графически зависимость скорости реакции от концентрации.
5. Каков физический смысл константы скорости химической реакции? От каких факторов зависит величина константы скорости?
6. От чего зависит скорость гетерогенного химического процесса, почему?
7. Как влияет изменение температуры на скорость химических реакций? Правило Вант-Гоффа.
8. Какие реакции называются обратимыми? Приведите примеры.
9. Какое состояние для обратимых процессов называется равновесным? Критерий состояния химического равновесия.
10. Количественная характеристика состояния равновесия. Физический смысл константы равновесия. Способы ее выражения.
11. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

Вопросы по теме «Химическая термодинамика»

1. Внутренняя энергия.
2. Энтальпия. Тепловой эффект реакции.
3. Энтропия.
4. Закон Гесса.
5. Энергия Гиббса.

План коллоквиума №4

Вопросы по темам «Растворы» и «Гидролиз солей»

1. Физико-химическая теория растворов.
2. Численное выражение состава растворов. Виды концентрации.
3. Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Законы Рауля. Осмос. Осмотическое давление.
4. Свойства растворов электролитов. Теория сильных электролитов.
5. Реакции ионного обмена.
6. Ионное произведение воды. Водородный показатель.

7. Произведение растворимости.
8. Гидролиз солей.
9. Количественная характеристика процесса гидролиза.

Вопросы по теме «Окислительно-восстановительные реакции»

1. Понятия «окислитель и восстановитель», «окисление и восстановление».
2. Изменение окислительно-восстановительной способности в зависимости от строения атома.
3. Определение окислительно-восстановительных реакций.
4. Направление окислительно-восстановительных реакций.
5. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций ионно-электронным методом в кислой, щелочной и нейтральной средах.

План коллоквиума № 5

Вопросы по темам «Свойства неметаллов» и «Свойства металлов»

1. Положение неметаллов в периодической системе химических элементов. Строение атомов.
2. Строение простых веществ. Физические свойства неметаллов.
3. Общие химические свойства неметаллов:
 - Отношение к простым веществам;
 - Отношение к воде;
 - Отношение к кислотам и щелочам.
4. Водород:
 - Строение молекулы;
 - Физические свойства, нахождение в природе;
 - Химические свойства;
 - Получение.
5. Вода. Физические и химические свойства.
6. Перекись водорода. Физические и химические свойства.
7. Галогены.
 - Положение в периодической системе химических элементов. Строение атомов.
 - Строение молекул;
 - Физические свойства, нахождение в природе;
 - Химические свойства;
 - Получение.
 - Важнейшие кислородсодержащие соединения. Состав. Свойства.
8. Кислород.
 - Положение в периодической системе химических элементов. Строение атома.
 - Строение молекулы;
 - Физические свойства, нахождение в природе;
 - Химические свойства;
 - Получение.
7. Сера.
 - Положение в периодической системе химических элементов. Строение атома.

- Строение молекул;
 - Физические свойства, нахождение в природе;
 - Химические свойства;
 - Получение.
 - Сероводород. Получение. Свойства.
 - Кислородсодержащие кислоты. Получение. Свойства.
8. Расположение металлов в периодической системе. Классификация металлов. Металлическое состояние. Ионизационные потенциалы металлов.
 9. Способы получения. Физические свойства металлов
 10. Химические свойства металлов.
 11. Методы получения металлов высокой степени чистоты (термическая диссоциация галогенидов, зонная плавка, вытягивание монокристалла.
 12. Свойства s- металлов.
 13. Свойства p-металлов.
 14. Свойства элементов побочных подгрупп:
Металлы I-III побочных подгрупп;
Металлы IV-VII групп побочных подгрупп;
Металлы VIII группы побочной подгруппы.

II. Письменные работы

1. Тест (ПР-1) (Система стандартизированных заданий, позволяющая автоматизировать процедуру измерения уровня знаний и умений обучающегося) - Фонд тестовых заданий.
- 2.. Контрольная работа (ПР-2)(Средство проверки умений применять полученные знания для решения задач определенного типа по теме или разделу) - Комплект контрольных заданий по вариантам.
4. Лабораторная работа (ПР -6).(Средство для закрепления и практического освоения материала по определенному разделу).

Тестовые задания для текущей проверки

Проверка умения решать задачи:

1. Смешали 100 мл 30%-ного раствора хлорной кислоты ($\rho = 1,11$ г/мл) и 300 мл 20%-ного раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,10$ г/мл). Какой объем воды следует добавить к полученной смеси, чтобы массовая доля перхлората натрия в ней составила бы 8%?

Выберите правильный ответ: а). 65,3 мл; б). 34,6 мл; в). 76,8 мл.

2. К раствору гидроксида натрия массой 1200 г прибавили 490 г 40%-ного раствора серной кислоты. Для нейтрализации получившегося раствора потребовалось 143 г кристаллической соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Рассчитайте массовую долю гидроксида натрия в исходном растворе.

Выберите правильный ответ: а) 20,5%; б). 10,0%; в) 30,0%.

3. Карбид кальция массой 6,4 г растворили в 87 мл бромоводородной кислоты ($\rho = 1,12$ г/мл) с массовой долей 20%. Какова массовая доля бромоводорода в образовавшемся растворе?

Выберите правильный ответ: а). 3,2 %; б). 5,4%; в). 4,7%.

4. Оксид меди (II) массой 16 г обработали 40 мл 5,0%-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1,03 \text{ г/см}^3$). Полученный раствор отфильтровали, фильтрат упарили. Определите массу полученного кристаллогидрата.

Выберите правильный ответ: а). 4,78г; б). 5,25г; в). 10,45г.

5. В 120 мл раствора азотной кислоты с массовой долей 7% (плотностью 1,03 г/мл) внесли 12,8 г карбида кальция. Какой объем 20%-ной соляной кислоты (плотностью 1,10 г/мл) следует добавить к полученной смеси для её полной нейтрализации?

Выберите правильный ответ: а). 43,1мл; б). 54,6 мл; в). 34,8мл.

6. При взаимодействии в сернокислой среде 17,4 г диоксида марганца с 58 г бромида калия при 77%-ном выходе выделился бром. Какой объём (н.у.) пропена может провзаимодействовать с полученным количеством брома?

Выберите правильный ответ: а). 3,45 л; б). 5,67 л; в). 4,50 л.

7. В раствор, содержащий 51 г нитрата серебра, прилили 18,25 г 20%-ного раствора соляной кислоты. Какая масса 26%-ного раствора хлорида натрия потребуется для полного осаждения серебра из получившегося раствора?

Выберите правильный ответ: а). 32,9г; б). 45,0г; в). 56,7 г.

8. При взаимодействии соляной кислоты со смесью магния и карбоната магния выделилось 11,2 л смеси газов (н.у.). После сжигания газа и конденсации водяных паров объём газа уменьшился до 4,48 л. Определите массовую долю магния (как элемента) в исходной смеси.

Выберите правильный ответ: а). 40%; б). 53,55; в). 50,0%.

9. Какую массу оксида хрома (VI) следует добавить к 275 г 10%-го раствора хромовой кислоты, чтобы увеличить её массовую долю в полтора раза?

Выберите правильный ответ: а). 13,4г; б). 17,8 г; в). 16,8г.

10. Смесь железных и серебряных опилок обработали избытком разбавленной соляной кислоты, при этом выделилось 4,48 л (н.у.) водорода. Какой объём 20%-ной серной кислоты плотностью 1,14 г/мл понадобился бы для растворения всего железа, содержащегося в исходной смеси?

Выберите правильный ответ: а). 67,0мл; б). 86,0 мл; в). 56,0мл.

Проверочные тесты по теме «Атомно-молекулярное учение»

1-3. В порции простого вещества с указанной массой (в граммах)

1) O_2 , 4; 2) Cl_2 , 35,5; 3) N_2 , 56 число молекул равно
а) $7,5 \cdot 10^{22}$; б) $1,2 \cdot 10^{23}$; в) $3 \cdot 10^{23}$; г) $6 \cdot 10^{23}$.

4-6. Для порции простого вещества, содержащей указанное число формульных единиц

4) Zn , $1,2 \cdot 10^{23}$; 5) F_2 , $3 \cdot 10^{23}$; 6) Mg , $2 \cdot 10^{23}$ масса в граммах равна
а) 8; б) 13; в) 19; г) 40.

7-10. В 1,25 моль вещества

7) P_2O_5 ; 8) HNO_3 ; 9) Cl_2O_7 ; 10) H_2SO_4 масса кислорода (в граммах) равна
а) 60; б) 80; в) 100; г) 140.

11-16. В порции указанного газа с данным объёмом (в литрах при н.у.)

11) SO_2 , 16,8; 12) NO , 67,2; 13) O_2 , 3,73; 14) NO_2 , 33,6;
15) O_3 , 1,49; 16) CO , 33,6 число атомов кислорода равно

- а) $1.2 \cdot 10^{23}$; б) $2 \cdot 10^{23}$; в) $9 \cdot 10^{23}$; г) $1.8 \cdot 10^{24}$.
- 17-20. Для смеси двух газов, содержащей по 1 моль каждого газа
 17) $N_2 + H_2S$; 18) $SiH_4 + Ar$; 19) $O_2 + SO_2$; 20) $CO + H_2$
 средняя абсолютная плотность (г/л, н.у.) равна
 а) 1.34; б) 1.38; в) 1.61; г) 2.14.
- 21-22. Для некоторого газа с абсолютной плотностью (г/л, н.у.)
 21) 1.629; 22) 0.089 молярная масса (г/моль) равна
 а) 2; б) 4; в) 22.4; г) 36.5.
- 23-24. Для смеси двух газов, содержащей по 22.4 л (н.у.) каждого газа
 23) $NH_3 + SiH_4$; 24) $H_2Se + Kr$ средняя молярная масса и средняя
 относительная плотность по аргону равны соответственно
 а) 82.5, 2.0625; б) 165, 4.125; в) 49, 1.225; г) 24.5; 0.6125.
25. Молярная масса эквивалента фосфорной кислоты в реакции
 $H_3PO_4 + 2NaOH \leftrightarrow Na_2HPO_4 + 2H_2O$ равна (г/моль)
 а) 98.0; б) 49.0; в) 32.7.
26. Молярная масса эквивалента азота в оксиде азота(IV) равна (г/моль)
 а) 3.5; б) 7; в) 14.
27. Молярный объем эквивалента азота при нормальных условиях равен
 (л/моль)
 а) 22.4 л; б) 11.2 л; в) 5.6 л.
28. Молярная масса эквивалента нитрата магния равна (г/моль)
 а) 148; б) 74; в) 37.

Проверочные тесты по теме «Строение атома»

1. Атом с электронной конфигурацией внешнего квантового слоя $3S^2 3P^2$ - это

- А) V; Б) Mg; В) Si; Д) Cu;

Проверочные тесты по теме «Химическая связь»

1. Тип гибридизации электронных облаков кремния в молекуле SiH_4

- а) SP б) SP^2 в) SP^3

Проверочные тесты по теме «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»

1. Гомогенные реакции – это

- а) $N_2 + O_2 \rightarrow 2NO$; в) $CO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow CO_2 \uparrow + H_2O$;
 б) $Pb^{2+} + S^{2-} \rightarrow PbS \downarrow$; г) $OH^- + H^+ \rightarrow H_2O_{(ж)}$.

2. Гетерогенные реакции – это

- а) $H_2 + I_{2(г)} \rightarrow 2HI$; в) $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2 \uparrow$;
 б) $Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + SO_{3(г)}$; г) $CO_2 + H_2 \rightarrow CO + H_2O$.

3. Скорость протекания реакции $A + B \rightarrow \dots$ увеличивается при (выберите два правильных ответа)

- а) понижении концентрации вещества А и В на 1 моль/л;
 б) повышении концентрации вещества А и В на 1 моль/л;
 в) понижении температуры на $20^\circ C$;
 г) повышении температуры на $20^\circ C$.

4. Скорость протекания реакции $Fe + H_2SO_{4(разб.)} \rightarrow FeSO_4 + H_2 \uparrow$ выше при использовании (выберите два правильных ответа)

- а) порошка железа, а не стружек;
 б) железных стружек, а не порошка;
 в) 15%-ного раствора, а не 1.5%-ного;
 г) 1.5%-ного раствора, а не 15%-ного.
5. Скорость протекания реакции $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ будет выше (выберите два правильных ответа)
 а) если использовать 3%-ный раствор H_2O_2 вместо 30%-ного;
 б) если использовать 30%-ный раствор H_2O_2 вместо 3%-ного;
 в) без применения катализатора MnO_2 ;
 г) с применением катализатора MnO_2 .
6. Скорость протекания реакции $\text{Mn} + \text{кислота} \rightarrow \text{соль} + \text{H}_2\uparrow$ будет выше при использовании (выберите два правильных ответа)
 а) кислоты $\text{HCl}_{(p)}$ вместо $\text{HF}_{(p)}$; в) холодного раствора кислоты;
 б) кислоты $\text{HF}_{(p)}$ вместо $\text{HCl}_{(p)}$; г) горячего раствора кислоты.
7. Протекание прямой реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ можно ускорить (выберите два правильных ответа)
 а) добавлением азота; в) введением катализатора;
 б) добавлением аммиака; г) охлаждением.
8. Равновесие смещается вправо при нагревании
 а) $2\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}_2 + \text{Q}$; в) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO} - \text{Q}$;
 б) $2\text{HI} \leftrightarrow \text{H}_2 + \text{I}_2 - \text{Q}$; г) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{Q}$.
9. Гомогенные реакции, в которых повышение давления сместит равновесие вправо
 а) $\text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{PCl}_5$; в) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$;
 б) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}$; г) $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$.
10. Равновесие в гетерогенной системе $a\text{A}_{(г)} + b\text{B}_{(т)} \rightarrow c\text{C}_{(г)} + d\text{D}_{(ж)}$ не смещается при изменении
 а) давления, если $a + b = c + d$ в) содержания А или С;
 б) давления, если $a = c$; г) содержания В или D.

Проверочные тесты по теме «Растворы электролитов»

- 1-4. В соответствии с уравнением электролитической диссоциации в разбавленном растворе сильной кислоты
 1) HNO_3 (0.62); 2) HClO_4 (0.48); 3) H_2SO_4 (0.32); 4) HCl (0.55).
 из указанного в скобках количества вещества (моль) образуется количество катионов (моль), равное
 а) 0.48; б) 0.55; в) 0.62, г) 0.64.
- 5-8. После электролитической диссоциации слабой кислоты с указанной степенью диссоциации
 5) HClO (0.053%); 6) HF (8.2%); 7) HNO_2 (7.2%); 8) HBrO (0.014%)
 из 0.25 моль кислоты образуется число катионов водорода, равное
 а) $2.2 \cdot 10^9$; б) $8 \cdot 10^{19}$; в) $1 \cdot 10^{22}$, г) $1.2 \cdot 10^{22}$.
9. Набор щелочей - это
 а) KOH , CsOH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$; в) NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$;
 б) KOH , LiOH , $\text{Zn}(\text{OH})_2$; г) NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Rb}(\text{OH})$.
- 10-13. Из уравнения диссоциации щелочи
 10) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (0.25); 11) NaOH (0.75); 12) KOH (1.25); 13) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ (1.75)

следует, что из указанного количества основания (моль) образуется число гидроксид-ионов, равное

а) $23 \cdot 10^{23}$; б) $4.5 \cdot 10^{23}$; в) $7.5 \cdot 10^{23}$, г) $2.1 \cdot 10^{24}$.

14. Концентрация ионов водорода в растворе $1 \cdot 10^{-9}$ рН раствора равна
а) 9; б) 14; в) 5, г) 7.

15. Концентрация гидроксид-ионов в растворе $1 \cdot 10^{-5}$ рН раствора равна
а) 5; б) 14; в) 9, г) 7.

16. Концентрация ионов водорода в растворе $1 \cdot 10^{-4}$ рОН раствора равна
а) 4; б) 10; в) 14, г) 7.

17-20. Бесцветный раствор соли

17) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$; 18) AlCl_3 ; 19) K_2CO_3 ; 20) K_3PO_4

окрасится лакмусом в цвет

а) красный; б) зеленый; в) синий, г) фиолетовый.

21-24. Для гидролиза соли по катиону

21) AlBr_3 ; 22) CuSO_4 ; 23) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; 24) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$

сумма коэффициентов в уравнении составит

а) 7; б) 8; в) 9, г) 10.

25. Металлический магний растворяется в растворе соли

а) Na_2CO_3 ; б) AlCl_3 ; в) NaCl , г) K_3PO_4 .

26. Осадок образуется при сливании растворов двух солей

а) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$; б) Na_2CO_3 ; в) KNO_3 , г) K_3PO_4
 NaCl AlCl_3 AlCl_3 RbNO_3 .

Проверочные тесты по теме «Свойства металлов»

1. Для элементов подгруппы марганца при переходе от марганца к рению устойчивость соединений в высшей степени окисления:

а) увеличивается;

б) уменьшается;

в) не изменяется.

2. Металлический марганец растворяется:

а) только в азотной кислоте;

б) в любых кислотах;

в) в воде и любых кислотах, кроме азотной.

3. С кислотами I типа взаимодействует с выделением водорода:

а) марганец;

б) технеций;

в) рений.

4. Марганец химически взаимодействует со всеми без исключения неметаллами в ряду:

а) N_2 , Cl_2 , S , P , O_2 ;

б) H_2 , N_2 , Cl_2 , S , P ;

в) H_2 , N_2 , Cl_2 , S , O_2 .

5. При действии избытка водного раствора аммиака на растворы солей марганца(II) образуется:

а) аммиакатный комплекс марганца(II);

б) гидроксид марганца(II);

в) оксид марганца(II).

6. Гидроксид марганца(II) растворяется в:
 - а) хлориде натрия;
 - б) хлориде калия;
 - в) хлориде аммония.
7. Гидроксид марганца(II) не реагирует с:
 - а) щелочами;
 - б) кислотами;
 - в) солями.
8. Из элементов VI группы побочной подгруппы степень окисления +6 наиболее стабильна для:
 - а) хрома;
 - б) вольфрама;
 - в) молибдена.
9. При растворении хрома в соляной кислоте без доступа воздуха наблюдаемый цвет раствора:
 - а) зеленый;
 - б) голубой;
 - в) желтый.
10. Наибольшая окислительно-восстановительная стабильность у соединений:
 - а) Cr(II);
 - б) Cr(VI);
 - в) Cr(III).
11. Для получения безводного хлорида Cr(III) следует использовать реакцию взаимодействия хрома с:
 - а) концентрированной соляной кислотой;
 - б) хлороводородом;
 - в) хлором.
12. Для перевода Cr_2O_3 в раствор следует использовать реакцию:
 - а) растворения в кислотах и щелочах;
 - б) сплавления со щелочами и карбонатом натрия;
 - в) сплавления с пиросульфатом калия или со щелочами.
13. При разложении дихромата аммония образуются:
 - а) аммиак, вода и оксид хрома(III);
 - б) азот, вода и оксид хрома(III);
 - в) аммиак, вода и оксид хрома(VI).
14. Дихромат-ионы образуются из хромат-ионов в среде:
 - а) щелочной;
 - б) нейтральной;
 - в) кислой.
15. Соль VOSO_4 называется:
 - а) сульфат ванадила;
 - б) сульфат ванадина;
 - в) сульфат ванадата.
16. Оксид V_2O_5 не может быть назван:
 - а) ванадат ванадина;

- б) закись ванадия;
в) пентоксид ванадия.
17. Самыми распространенными координационными соединениями для ванадия(V) являются:
а) галогениды;
б) гидроксокомплексы;
в) гетеро- и изополисоединения.
18. Ванадиевая кислота образует в растворе ионы:
а) VO_3^- ;
б) VO_2^+ ;
в) VO_3^- и VO_2^+ .
19. При подкислении или разбавлении из растворов ниобатов и танталатов выпадают осадки состава:
а) Na_3TaO_4 ; Na_3NbO_4 ;
б) $\text{Nb}_2\text{O}_5 \cdot y\text{H}_2\text{O}$; $\text{Ta}_2\text{O}_5 \cdot y\text{H}_2\text{O}$;
в) $y\text{Nb}_2\text{O}_5 \cdot \text{H}_2\text{O}$; $y\text{Ta}_2\text{O}_5 \cdot \text{H}_2\text{O}$.
20. У элементов IVБ подгруппы валентные орбитали:
а) $(n-1)dns$;
б) $nsnp$;
в) $(n-2)f(n-1)dns$.
21. Радиус атома у элементов IVБ подгруппы сверху вниз:
а) увеличивается;
б) не изменяется;
в) от титана к цирконию увеличивается, а далее - меняется незначительно.
22. Самой устойчивой для титана является степень окисления:
а) +4;
б) +2;
в) +3.
23. Для разложения титановых руд применяют:
а) восстановление углеродом;
б) хлорирование;
в) электролиз.
24. Лучше растворяются титан, цирконий, гафний:
а) в конц. HCl ;
б) в конц. HNO_3 ;
в) в смеси $\text{HF} + \text{HNO}_3$.

Контрольные работы

Примеры контрольных работ

Контрольная работа № 1

Билет №1

1. Парциальные давления газов, составляющих воздух, имеют следующие значения в паскалях: $P(\text{N}_2) = 79034$; $P(\text{O}_2) = 21279$; $P(\text{Ar}) = 983$; $P(\text{CO}_2) = 30$.
Найти объемные доли этих газов (в процентах).

2. Определить нормальность раствора с массовой долей серной кислоты 8% ($= 1.06$ г/мл).

Билет №2

1. Неизвестный газ ЭНЗ массой 0.855 г при температуре 260С и давлении 98.45 кПа занимает объем, равный 0.277 л. Вычислить значение массовой доли элемента Э в газе.

2. Плотность водного раствора с массовой долей хлорида натрия 30% равна 1.18 г/мл. Выразить состав раствора в мольных долях, в молях на 1000 г воды и в молях на 1 л раствора.

Билет №3

1. При нагревании в кислороде металла массой 0.477 г получен оксид массой 0.597 г. Определить относительную атомную массу металла, если его валентность равна 2.

2. Раствор содержит 250 г хлорида калия в 1000 г воды и имеет плотность равную 1.133 г/мл. Выразить состав раствора в:

- а) молях соли на 1 л раствора;
- б) массовых долях;

Билет № 4

1. Какая масса оксида получится при окислении металла массой 3 г, молярная масса эквивалента которого равна 9 г/моль?

2. Плотность раствора с массовой долей аммиака 2.3% равна 0.99 г/мл. Выразить состав раствора в:

- а) молях аммиака на 1 л раствора;
- б) мольных долях.

Контрольная работа № 2

Билет №1

1. Определить тип гибридизации орбиталей центрального атома в молекуле, назвать и изобразить ее геометрическую форму: $AlBr_3$.

2. Объяснить образование связи в молекуле O_2 , используя метод валентных связей. Изобразить связь, указать её тип.

3. Написать электронную конфигурацию атома Sb , охарактеризовать его валентные электроны квантовыми числами.

Билет №2

1. Определить тип гибридизации орбиталей центрального атома в молекуле, назвать и изобразить ее геометрическую форму: $SnCl_4$.

2. Объяснить образование связи в молекуле H_2O , используя метод валентных связей. Изобразить связь, указать её тип.

3. Написать электронную конфигурацию атома Ni . Охарактеризовать его валентные электроны квантовыми числами.

Билет №3

1. Определить тип гибридизации орбиталей центрального атома в молекуле, назвать и изобразить ее геометрическую форму: BeBr_2 .
2. Объяснить образование связи в молекуле H_2S , используя метод валентных связей. Изобразить связь, указать её тип.
3. Написать электронную конфигурацию атома V , охарактеризовать его валентные электроны квантовыми числами.

Билет №4

1. Определить тип гибридизации орбиталей центрального атома в молекуле, назвать и изобразить ее геометрическую форму: GeH_4
2. Объяснить образование связи в молекуле N_2 , используя метод валентных связей. Изобразить связь, указать её тип.
3. Написать электронную конфигурацию атома Ti , охарактеризовать его валентные электроны квантовыми числами.

Контрольная работа № 3

Билет №1

1. Написать уравнение гидролиза ZnCl_2 .
2. Вычислить степень гидролиза ZnCl_2 по первой ступени в растворе, для которого $C_M = 0.5$ моль/л. $K_{2\text{дисс.}}(\text{Zn}(\text{OH})_2) = 2.04 \cdot 10^{-8}$.
3. Вычислить pH раствора ZnCl_2 , для которого $C_M = 0.5$ моль/л.

Билет №2

1. Написать уравнение гидролиза AlCl_3 .
2. Вычислить степень гидролиза AlCl_3 по первой ступени в растворе, для которого $C_M = 0.1$ моль/л. $K_{3\text{дисс.}}(\text{Al}(\text{OH})_3) = K_3 = 9.55 \cdot 10^{-6}$.
3. Вычислить pH раствора AlCl_3 , для которого $C_M = 0.1$ моль/л.

Билет №3

1. Написать уравнение гидролиза K_2S .
2. Вычислить степень гидролиза K_2S по первой ступени в растворе, для которого $C_M = 0.1$ моль/л. $K_{2\text{дисс.}}(\text{H}_2\text{S}) = 1.23 \cdot 10^{-18}$.
3. Вычислить pH раствора K_2S , для которого $C_M = 0.1$ моль/л.

Билет №4

1. Написать уравнение гидролиза K_2SO_3 .
2. Вычислить степень гидролиза K_2SO_3 по первой ступени в растворе, для которого $C_M = 0.5$ моль/л. $K_{2\text{дисс.}}(\text{H}_2\text{SO}_3) = 6.20 \cdot 10^{-8}$.
3. Вычислить pH раствора K_2SO_3 , для которого $C_M = 0.5$ моль/л.

Контрольная работа № 4

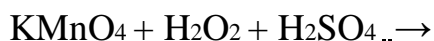
Вариант №1

1. Дописать уравнения. Расставить коэффициенты, используя ионно-электронный метод:
 $\text{KMnO}_4 + \text{SO}_2 + \text{KOH} \dots \rightarrow$
 $\text{KNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \dots \rightarrow$

2. Указать окислитель и восстановитель. Процессы окисления и восстановления.

Вариант №2

1. Дописать уравнения. Расставить коэффициенты, используя ионно-электронный метод:



2. Указать окислитель и восстановитель. Процессы окисления и восстановления.

Вариант №3

1. Дописать уравнения. Расставить коэффициенты, используя ионно-электронный метод:



2. Указать окислитель и восстановитель. Процессы окисления и восстановления.

Вариант №4

1. Дописать уравнения. Расставить коэффициенты, используя ионно-электронный метод:

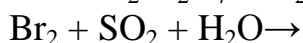
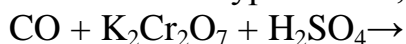


2. Указать окислитель и восстановитель. Процессы окисления и восстановления.

Контрольная работа № 5

Билет №1

Закончить уравнения, расставить коэффициенты:



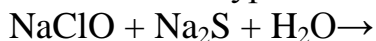
Билет №2

Закончить уравнения, расставить коэффициенты:



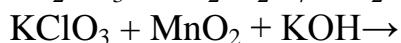
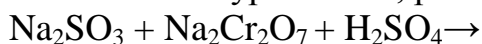
Билет №3

Закончить уравнения, расставить коэффициенты:



Билет №4

Закончить уравнения, расставить коэффициенты:



II. Промежуточный контроль

Экзамен (Средство промежуточного контроля) – Вопросы к экзамену, образцы билетов.

Вопросы к экзамену

1. История развития представлений о строении атома (первые модели атома, Модель Томсона, модель Резерфорда).
2. Строение атома водорода по Бору. Постулаты Бора.
3. Объяснение линейчатого спектра атома водорода. Теоретический расчет спектра атома водорода.
4. Развитие теории Бора Зоммерфельдом.
5. Основные недостатки теории Бора-Зоммерфельда.
6. Волновые свойства материальных частиц. Волны де-Бройля.
7. Двойственная природа света – двойственная природа электрона. Принцип неопределенности.
8. Квантовая механика и уравнение Шредингера.
9. Квантомеханическое объяснение строения атома водорода. Характеристика состояния электрона в атоме. Квантовые числа (n , l , m , m_s).
10. Электронные структуры атомов. Принцип Паули. Правило Хунда.
11. Последовательность энергетических состояний электрона атома.
12. Периодическая система Д.И. Менделеева и строение атомов элементов; заполнение электронных слоев согласно энергетическому состоянию электрона.
13. Энергетические характеристики атомов – энергия ионизации, сродство к электрону и электроотрицательность. Закономерности изменения их величин в периодах и группах периодической системы Д.И. Менделеева.
14. Природа ковалентной связи.
15. Основные характеристики химической связи – длина, направленность, прочность.
16. Метод валентных связей (ВС):
 - а) насыщенность и направленность ковалентной связи;
 - б) ординарные и кратные связи;
 - в) σ -, π -, δ -связь.
17. Полярность ковалентной связи (дипольный момент).
18. Гибридизация электронных облаков и геометрия молекул. Условия устойчивости гибридизации.
24. Ионная связь. Основные свойства, характеризующие связь (ненасыщенность, ненаправленность). Энергия кристаллической решетки.
25. Донорно-акцепторная связь.
26. Водородная связь.
27. Металлическое состояние веществ.
28. Химические эквиваленты и методы их определения. Закон эквивалентов. Нестехиометрические соединения.
29. Атомно-молекулярное учение. Атом. Молекула. Химический элемент. Моль. Относительная атомная, молекулярная и молярная массы, способы их определения.
30. Газовые законы. Парциальное давление газов.
31. Скорость химических реакций.
32. Химическое равновесие.

33. Основы химической термодинамики. Внутренняя энергия. Энтальпия. Энтропия. Энергия Гиббса. Законы Гесса.
34. Классификация дисперсных систем. Истинные растворы.
35. Растворение как физико-химический процесс. Теплота растворения. Химическая теория растворов Менделеева. Сольваты. Физическая теория растворов Вант-Гоффа.
36. Общие свойства растворов. Явления осмоса. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.
37. Понижение давления пара растворов. Повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания растворов. Законы Рауля.
38. Электролиты и неэлектролиты. Отклонение растворов электролитов от законов Рауля и Вант-Гоффа.
39. Теория электролитической диссоциации. Характер ионов, образующихся в растворах различных электролитов. Сольваты ионов (Каблуков).
40. Кислоты, основания и соли с точки зрения электролитической диссоциации.
41. Сильные и слабые электролиты. Последовательная диссоциация. Закон разведения. Константа диссоциации слабых электролитов.
42. Понятие о современной теории сильных электролитов. Активности ионов и электролитов. Ионная сила раствора.
43. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды.
44. Концентрация водородных ионов и водородный показатель. Понятие об индикаторах.
45. Обменные реакции между ионами. Сокращенные ионные уравнения реакций.
46. Произведение растворимости.
47. Гидролиз. Константа и степень гидролиза.
48. Окислительно-восстановительные реакции. Константа равновесия окислительно-восстановительной реакции.
49. Общие свойства неметаллов.
50. Водород. Получение. Свойства.
51. Галогены. Получение. Свойства.
52. Кислородсодержащие соединения галогенов.
53. Кислород. Получение. Свойства.
54. Сера. Получение. Свойства.
55. Сероводород. Получение. Свойства.
56. Аммиак. Получение. Свойства.
57. Фосфор. Строение атома. Свойства.
58. Углерод. Строение атома. Свойства.
59. Кремний. Строение атома. Свойства.
60. Бор. Строение атома. Свойства. Борные кислоты.
61. Вода. Физические и химические свойства.
62. Пероксид водорода. Получение. Свойства.
63. Расположение металлов в периодической системе. Классификация металлов. Металлическое состояние. Ионизационные потенциалы металлов.

64. Положение металлов в периодической системе. Строение их атомов. Общие физические и химические свойства металлов.
65. Свойства s- металлов.
66. Свойства p-металлов. Алюминий.
67. Свойства p-металлов. Олово. Свинец.
68. Свойства элементов подгруппы титана.
69. Свойства элементов подгруппы ванадия.
70. Свойства элементов подгруппы хрома.
71. Свойства элементов подгруппы марганца.
72. Свойства элементов подгруппы железа

Образцы экзаменационных билетов

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования

«Дальневосточный федеральный университет»

Школа естественных наук

ООП 30.05.01-Медицинская биохимия

Дисциплина Неорганическая химия

Форма обучения очная

Семестр 1 2013 - 2014 учебного года

Реализующая кафедра Общей, неорганической и элементоорганической
химии

Экзаменационный билет № 1

1. История развития представлений о строении атома (первые модели атома).
2. Кислоты, основания и соли с точки зрения электролитической диссоциации.
3. Расставить коэффициенты ионно-электронным методом:
 $\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$

Заведующий кафедрой

Шапкин Н.П.

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования

«Дальневосточный федеральный университет»

Школа естественных наук

ООП 30.05.01- Медицинская биохимия

Дисциплина Неорганическая химия

Форма обучения очная

Семестр 1 2013 - 2014 учебного года

Реализующая кафедра Общей, неорганической и элементоорганической
химии

Экзаменационный билет № 2

1. Строение атома водорода по Бору. Постулаты Бора.
2. Пероксид водорода. Получение. Свойства.
3. Расставить коэффициенты ионно-электронным методом:
 $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

Заведующий кафедрой

Шапкин Н.П.

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования

«Дальневосточный федеральный университет»

Школа естественных наук

ООП 30.05.01- Медицинская биохимия

Дисциплина Неорганическая химия

Форма обучения очная

Семестр 1 2013 - 2014 учебного года

Реализующая кафедра Общей ,неорганической и элементоорганической
химии

Экзаменационный билет № 3

1. Волновые свойства материальных частиц. Волны де-Бройля.
2. Водород. Получение. Свойства.
3. Расставить коэффициенты ионно-электронным методом:
 $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$ (без нагревания)

Заведующий кафедрой

Шапкин Н.П.

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования

«Дальневосточный федеральный университет»

Школа естественных наук

ООП 30.05.01- Медицинская биохимия

Дисциплина Неорганическая химия

Форма обучения очная

Семестр 1 2013 - 2014 учебного года

Реализующая кафедра Общей ,неорганической и элементоорганической
химии

Экзаменационный билет № 4

1. Квантомеханическое объяснение строения атома. Характеристика состояния электрона в атоме. Квантовые числа (n , l , m , m_s).
2. Галогены. Получение. Свойства.
3. Расставить коэффициенты ионно-электронным методом:
 $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$ (при нагревании)

Заведующий кафедрой

Шапкин Н.П.

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования

«Дальневосточный федеральный университет»

Школа естественных наук

ООП 30.05.01- Медицинская биохимия

Дисциплина Неорганическая химия

Форма обучения очная

Семестр 1 2013 - 2014 учебного года

Реализующая кафедра Общей ,неорганической и элементоорганической
химии

Экзаменационный билет № 5

1. Электронные структуры атомов. Принцип Паули. Правило Хунда.
2. Свойства элементов подгруппы титана.
3. Расставить коэффициенты ионно-электронным методом:
 $\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

Заведующий кафедрой

Шапкин Н.П.

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования

«Дальневосточный федеральный университет»

Школа естественных наук

ООП 30.05.01- Медицинская биохимия

Дисциплина Неорганическая химия

Форма обучения очная

Семестр 1 2013 - 2014 учебного года

Реализующая кафедра Общей ,неорганической и элементоорганической
химии

Экзаменационный билет № 6

1. Основные характеристики химической связи – длина, направленность, прочность.
2. Свойства металлов s-элементов.
3. Расставить коэффициенты ионно-электронным методом:
 $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$