

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное учреждение
высшего профессионального образования
"Казанский (Приволжский) федеральный университет"
Институт фундаментальной медицины и биологии



УТВЕРЖДАЮ

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

_____ 20__ г.

Программа дисциплины

Химия: общая и неорганическая Б2.Б.4

Направление подготовки: 020400.62 - Биология

Профиль подготовки: Физиология человека и животных, биохимия, генетика, микробиология

Квалификация выпускника: бакалавр

Форма обучения: очное

Язык обучения: русский

Автор(ы):

Бычкова Т.И.

Рецензент(ы):

Улахович Н.А.

СОГЛАСОВАНО:

Заведующий(ая) кафедрой: Амиров Р. Р.

Протокол заседания кафедры No ____ от " ____ " _____ 201__ г

Учебно-методическая комиссия Института фундаментальной медицины и биологии:

Протокол заседания УМК No ____ от " ____ " _____ 201__ г

Регистрационный No

Казань
2013

Содержание

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

Программу дисциплины разработал(а)(и) доцент, к.н. (доцент) Бычкова Т.И. Кафедра неорганической химии Химический институт им. А.М. Бутлерова, Tamara.Bychkova@kpfu.ru

1. Цели освоения дисциплины

Целями освоения дисциплины Общая и неорганическая химия являются : формирование у студентов понятий о теоретических основах этой научной дисциплины, ее особенностях, связи с другими науками и ее практической значимости. В результате освоения данной дисциплины должны быть сформированы современные представления о строении атома и химической связи. Обучающиеся должны получить представление об энергетике и кинетике химических процессов, теоретических основах окислительно-восстановительных реакций и химии комплексных соединений, об основных закономерностях протекания реакций в растворах. На основе полученных теоретических представлений обучающиеся должны уметь анализировать свойства элементов и их соединений, получить навык прогнозирования строения и свойств простых и комплексных соединений

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

Данная учебная дисциплина включена в раздел " Б2.Б.4 Общепрофессиональный" основной образовательной программы 020400.62 Биология и относится к базовой (общепрофессиональной) части. Осваивается на 1 курсе, 1 семестр.

математический и естественно-научный цикл, базовая часть Б2.Б4. Осваивается на первом курсе в первом семестре. Обучающийся должен знать химию в пределах школьной программы. Необходима для освоения следующих дисциплин "Химия почв", "Почвоведение", "Химический анализ почв"

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

В результате освоения дисциплины формируются следующие компетенции:

Шифр компетенции	Расшифровка приобретаемой компетенции
ОК-3, (общекультурные компетенции)	приобретает новые знания и формирует суждения по научным, социальным и другим проблемам, используя современные образовательные и информационные технологии
ОК-6 (общекультурные компетенции)	использует в познавательной и профессиональной деятельности базовые знания в области математики и естественных наук, применяет методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования
ПК-15 (профессиональные компетенции)	способен эксплуатировать современную аппаратуру и оборудование для выполнения научно-исследовательских полевых и лабораторных биологических работ
ПК-4 (профессиональные компетенции)	демонстрирует знание принципов клеточной организации биологических объектов, биофизических и биохимических основ, мембранных процессов и молекулярных механизмов жизнедеятельности
ПК-5 (профессиональные компетенции)	применяет современные экспериментальные методы работы с биологическими объектами в полевых и лабораторных условиях, навыки работы с современной аппаратурой

Шифр компетенции	Расшифровка приобретаемой компетенции
ПК-19. (профессиональные компетенции)	пользуется современными методами обработки, анализа и синтеза полевой и лабораторной биологической информации, демонстрирует знание принципов составления на-учно-технических проектов и отчетов

В результате освоения дисциплины студент:

1. должен знать:

- понимать основные законы химии и их значение, роль химических элементов в биологических процессах. общие закономерности протекания химических реакций в растворах и твердой фазе, основы химической термодинамики и кинетики;

2. должен уметь:

- обладать теоретическими знаниями о строении атомов вещества, природе химической связи, периодическом законе, изменениях свойств элементов периодической системы, основах термодинамики, кинетики, процессов в растворах, строении комплексных соединений;

3. должен владеть:

- ориентироваться в основных понятиях химии, свойствах элементов- неметаллов и металлов групп периодической системы и их биологической роли;
- приобрести навыки составления химических уравнений, решения задач, объяснения свойств элементов и их соединений на основе законов химии, проводить химические эксперименты и объяснять происходящие явления.

- Владение основными законами общей химии, готовность интерпретировать закономерности в изменении свойств элементов в связи с их электронным строением (положением в периодической системе). прогнозировать свойства веществ на примере однотипных соединений, способность анализировать результаты эксперимента и делать обоснованные прогностические выводы.

4. Структура и содержание дисциплины/ модуля

Общая трудоемкость дисциплины составляет 5 зачетных(ые) единиц(ы) 180 часа(ов).

Форма промежуточного контроля дисциплины экзамен в 1 семестре.

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

86 баллов и более - "отлично" (отл.);

71-85 баллов - "хорошо" (хор.);

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

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

4.1 Структура и содержание аудиторной работы по дисциплине/ модулю

Тематический план дисциплины/модуля

N	Раздел Дисциплины/ Модуля	Семестр	Неделя семестра	Виды и часы аудиторной работы, их трудоемкость (в часах)			Текущие формы контроля
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы	
1.	Тема 1. Основные понятия и законы химии.	1	1	2	0	4	домашнее задание
2.	Тема 2. Основные классы неорганических соединений.	1	1	2	0	4	устный опрос
3.	Тема 3. Строение атома.	1	2	2	2	0	домашнее задание
4.	Тема 4. Периодический закон Менделеева и периодическая система химических элементов. Периодический закон Менделеева и периодическая система химических элементов.	1	2	2	0	0	домашнее задание
5.	Тема 5. Химическая связь.	1	3	2	2	4	домашнее задание
6.	Тема 6. Метод молекулярных орбиталей (МО).	1	3	2	2	0	домашнее задание
7.	Тема 7. Термодинамика химических процессов.	1	4	2	2	0	устный опрос
8.	Тема 8. Второй закон термодинамики.	1	4	2	0	0	домашнее задание
9.	Тема 9. Химическая кинетика и равновесие.	1	5	2	2	0	домашнее задание
10.	Тема 10. Растворы неэлектролитов.	1	5	2	2	0	домашнее задание
11.	Тема 11. Растворы электролитов.	1	6	2	0	4	устный опрос
12.	Тема 12. Вода как растворитель.	1	6	2	0	0	домашнее задание
13.	Тема 13. Гидролиз солей.	1	7	2	0	4	домашнее задание

N	Раздел Дисциплины/ Модуля	Семестр	Неделя семестра	Виды и часы аудиторной работы, их трудоемкость (в часах)			Текущие формы контроля
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы	
14.	Тема 14. Окислительно-восстановительные процессы. Основы электрохимии.	1	7	2	2	4	устный опрос
15.	Тема 15. Окислительно-восстановительные (редокс) потенциалы.	1	8	2	0	0	домашнее задание
16.	Тема 16. Комплексные соединения.	1	8	2	4	4	контрольная работа контрольная работа
17.	Тема 17. Описание химической связи в комплексных соединениях.	1	9	2	0	8	контрольная работа домашнее задание
18.	Тема 18. Химия элементов. Неметаллы.	1	9	2	0	0	домашнее задание
19.	Тема 19. Водород.	1	10	2	0	0	домашнее задание
20.	Тема 20. VII A группа.	1	10	2	0	0	домашнее задание
21.	Тема 21. VI A группа.	1	11	2	0	0	домашнее задание
22.	Тема 22. V A группа.	1	11	2	0	0	домашнее задание
23.	Тема 23. IV A группа.	1	12	2	0	0	домашнее задание
24.	Тема 24. Химия металлов.	1	12	2	0	0	устный опрос
25.	Тема 25. I A группа, II A группа, VII B группа.	1	13	2	0	0	домашнее задание
26.	Тема 26. VI B группа, II B группа.	1	13	2	0	0	домашнее задание
27.	Тема 27. I B группа, VIII B группа.	1	14	2	0	0	контрольная работа
.	Тема . Итоговая форма контроля	1		0	0	0	экзамен

N	Раздел Дисциплины/ Модуля	Семестр	Неделя семестра	Виды и часы аудиторной работы, их трудоемкость (в часах)			Текущие формы контроля
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы	
	Итого			54	18	36	

4.2 Содержание дисциплины

Тема 1. Основные понятия и законы химии.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Закон сохранения массы и энергии. Атомы и молекулы, их массы. Моль, молярная масса. Закон постоянства состава, соединения переменного состава. Газовые законы: Гей-Люссака, Бойля-Мариотта, Авогадро, объединенный газовый закон. Парциальные давления газов. Эквивалентные массы, закон эквивалентов - 2 часа.

лабораторная работа (4 часа(ов)):

1. Ознакомление с распорядком работы в химической лаборатории. Техника безопасности выполнения химических работ. Химическая посуда. Правила работы с горелкой Теклю. Правила нагревания химических веществ. (4 часа).

Тема 2. Основные классы неорганических соединений.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Основные классы неорганических соединений: оксиды, гидроксиды, кислоты, средние, кислые и основные соли, их свойства, получение и номенклатура- 2 часа.

лабораторная работа (4 часа(ов)):

2. Химические свойства основных классов неорганических соединений (кислоты, основания, соли, оксиды). Определение эквивалентных масс металлов по реакции взаимодействия металлов с кислотами. (4 часа).

Тема 3. Строение атома.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Планетарная модель атома. Постулаты Бора. Волновой характер движения электрона. Квантовые числа, электронные орбитали. Запрет Паули. Правило Хунда. Эффекты проникновения и экранирования электронов. Количество электронов на уровнях и подуровнях, последовательность заполнения их электронами. Правила Клечковского. Провалы электронов- 2 часа.

практическое занятие (2 часа(ов)):

1. Строение атома. Первая модель атома. Опыты Резерфорда по рассеяния α -частиц. Достоинства и недостатки теории Резерфорд. Теория Бора. Главные недостатки теории Бора. Современные представления о строении атома. Заполнение электронами энергетических уровней и подуровней атома. Изменение свойств атомов по периодам и группам. (2 часа).

Тема 4. Периодический закон Менделеева и периодическая система химических элементов. Периодический закон Менделеева и периодическая система химических элементов.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Размеры атомов. Эффективные атомные радиусы, энергия ионизации, сродство к электрону, изменение их в периодах и группах элементов. Вторичная периодичность. Строение атомного ядра. Изотопы. Радиоактивность. Период полураспада. Превращения элементов при радиоактивном распаде (закон смещения). Понятие о радиоактивных рядах- 2 часа.

Тема 5. Химическая связь.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Метод валентных связей (ВС). Ковалентная неполярная и полярная связь. Механизм образования связи, сигма- и пи-связи. Донорно-акцепторная (координационная) связь. Гибридизация орбиталей, форма молекул. Ионная связь. Свойства ковалентной и ионной связи. Полярные и неполярные молекулы. Поляризуемость и поляризующее действие молекул и ионов- 2 часа.

практическое занятие (2 часа(ов)):

2. Химическая связь. Основные типы химической связи: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая. Основные положения теории валентных связей (ВС). Валентность с позиции ВС. Концепция гибридизации атомных орбиталей и пространственное строение молекул. (2 часа).

лабораторная работа (4 часа(ов)):

3. Кинетика и химическое равновесие. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ, от температуры. Влияние катализатора на скорость химической реакции. Влияние концентрации реагирующих веществ, температуры на химическое равновесие. (4 часа).

Тема 6. Метод молекулярных орбиталей (МО).

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Метод молекулярных орбиталей (МО): основные положения, связывающие и разрыхляющие орбитали, кратность связи. Трехэлектронная связь. Магнитные свойства молекул. Межмолекулярное взаимодействие (силы Ван-дер-Ваальса). Водородная связь. Металлическая связь. Твердые вещества с молекулярной, атомной, ионной, металлической кристаллической решеткой, их свойства- 2 часа.

практическое занятие (2 часа(ов)):

3. Теория молекулярных орбиталей (МО). Энергетические диаграммы МО двухатомных молекул элементов второго периода. Связывающие и разрыхляющие МО. Силы Ван-дер-Ваальса. Водородная связь. Кристаллическое состояние вещества. Зависимость физических свойств веществ с молекулярной структурой от характера межмолекулярного взаимодействия. (2 часа).

Тема 7. Термодинамика химических процессов.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Основные понятия: система, фаза, компонент, параметр, функция. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия, энтальпия, их изменение в различных процессах. Законы Гесса и Лавуазье-Лапласа. Стандартные энтальпии образования соединений. Энтальпия растворения- 2 часа.

практическое занятие (2 часа(ов)):

4. Термодинамика химических процессов. Важнейшие понятия: химическая система, внутренняя энергия системы. Понятие об энтальпии. Первый закон термодинамики. Понятие об энтропии. Понятие об энергии Гиббса. Второй закон термодинамики. Роль энтальпийного, энтропийного факторов и температуры в оценке возможности и полноты протекания реакций. (2 часа).

Тема 8. Второй закон термодинамики.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Изобарно-изотермический потенциал (свободная энергия Гиббса). Энтропия как мера вероятности состояния системы. Условия самопроизвольного протекания процессов. Особенности термодинамики живых организмов- 2 часа.

Тема 9. Химическая кинетика и равновесие.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Скорость химической реакции. Активные молекулы, энергия активации. Влияние температуры на скорость реакции (правило Вант-Гоффа). Закон действия масс, константа скорости реакции, молекулярность и порядок реакции. Катализ гомогенный, гетерогенный, ферментативный. Цепные реакции. Фотохимические, сопряженные, колебательные реакции. Обратимые реакции. Константа химического равновесия для гомогенных и гетерогенных систем. Связь константы равновесия с энергией Гиббса. Влияние различных факторов на химическое равновесие, принцип Ле Шателье-Брауна- 2 часа.

практическое занятие (2 часа(ов)):

Химическая кинетика. Химическое равновесие. Важнейшие понятия. Гомогенные и гетерогенные реакции. Понятие о скорости реакции. Закон действия масс. Влияние температуры на скорость химической реакции. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Влияние катализаторов на скорость химической реакции. (2 часа).

Тема 10. Растворы неэлектролитов.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Растворы истинные и коллоидные. Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе (концентрация раствора): массовые доли, мольные доли, молярная концентрация, эквивалентная концентрация (нормальность), моляльность, мольная доля. Растворы идеальные и реальные. Растворимость газов, жидкостей и твердых веществ, ее зависимость от температуры и давления. Энтальпия растворения. Гидратация (сольватация). Осмос, осмотическое давление, закон Вант-Гоффа. Изотонические, гипер- и гипотонические растворы. Давление пара растворителя над раствором, температуры кипения и замерзания растворов, законы Рауля. Изотонический коэффициент- 2 часа

практическое занятие (2 часа(ов)):

8. Растворы. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярность, нормальность, моляльность, мольная доля. Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты. Обменные реакции между ионами в растворе. Гидролиз солей. (2 часа).

Тема 11. Растворы электролитов.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Гидратация ионов. Ступенчатая диссоциация. Степень диссоциации, ее связь с изотоническим коэффициентом. Сильные и слабые электролиты. Слабые электролиты, константа диссоциации, закон разбавления Оствальда. Сильные электролиты, теория Дебая-Хюккеля. Активности ионов, коэффициент активности, ионная сила раствора- 2 часа.

лабораторная работа (4 часа(ов)):

4. Растворы. Растворы электролитов. Определение относительной силы кислот. Определение степени и константы диссоциации слабой кислоты. Определение pH растворов с помощью индикаторов. (4 часа).

Тема 12. Вода как растворитель.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Ионное произведение воды, показатели концентрации ионов водорода (pH) и гидроксидов (pOH). Индикаторы. Реакции между электролитами в растворах. Произведение растворимости, условия образования и растворения осадков- 2 часа.

Тема 13. Гидролиз солей.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Гидролиз солей по катиону и по аниону. Степень и константа гидролиза. Необратимый гидролиз. Буферные растворы. Значение электролитов для живых организмов, роль гидролиза. Буферные системы в организмах- 2 часа.

лабораторная работа (4 часа(ов)):

5. Смещение равновесия диссоциации слабого электролита. Буферные растворы. Гидролиз солей. Смещение равновесия гидролиза. Частично и полностью разлагающиеся при гидролизе соли. Зависимость степени гидролиза от температуры. Сравнение растворимости сульфата и сульфида свинца. (4 часа).

Тема 14. Окислительно-восстановительные процессы. Основы электрохимии.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Реакции окисления-восстановления, подбор коэффициентов методом электронного баланса и методом полуреакций (электронно-ионным). Роль окислительно-восстановительных реакций в живых организмах. Равновесие на границе металл-раствор, двойной электрический слой. Электродный потенциал, уравнение Нернста. Стандартный электродный потенциал, его связь с энергией Гиббса. Гальванический элемент. Водородный электрод. Электрохимическое измерение рН раствора- 2 часа.

практическое занятие (2 часа(ов)):

9. Окислительно-восстановительные процессы. Направление протекания окислительно-восстановительных процессов. (2 часа).

лабораторная работа (4 часа(ов)):

6. Окислительно-восстановительные процессы. Реакции окисления-восстановления. Подбор коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях. Реакции окисления-восстановления в растворе. (4 часа).

Тема 15. Окислительно-восстановительные (редокс) потенциалы.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Стандартные редокс-потенциалы, их определение. Ряд стандартных потенциалов металлов (ряд напряжений) и ряд стандартных редокс-потенциалов, их значение, условия применимости. Направление процессов окисления-восстановления. Электролиз. Напряжение разложения. Процессы на катоде и аноде при электролизе водных растворов. Применение электролиза- 2 часа.

Тема 16. Комплексные соединения.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Координационная теория Вернера. Комплексообразователь, лиганды, координационное число, внутренняя и внешняя сферы комплексного соединения. Дентатность лигандов. Хелаты. Внутрикомплексные соединения. Номенклатура комплексных соединений. Изомерия комплексных соединений. Диссоциация комплексных соединений в растворах, константа нестойкости. Константа устойчивости комплексных соединений. Двойные соли- 2 часа.

практическое занятие (4 часа(ов)):

10. Комплексные соединения. Теория Вернера. Моно- и полидентатные лиганды. Описание природы химической связи в комплексных соединениях с позиции метода ВС. (4 часа).

лабораторная работа (4 часа(ов)):

7. Комплексные соединения. Получение соединения с комплексным анионом, комплексным катионом. Получение соединения, содержащего комплексные катион и анион. Влияние концентрации лигандов на комплексообразование. (4 часа).

Тема 17. Описание химической связи в комплексных соединениях.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Описание химической связи в комплексных соединениях по методу валентных связей и по теории кристаллического поля. Низко- и высокоспиновые комплексы, их магнитные свойства. Внешне- и внутриорбитальные комплексы. Закономерность трансвлияния. Роль комплексных соединений в живых организмах- 2 часа.

лабораторная работа (8 часа(ов)):

8. Сравнение прочности комплексных ионов. Различие между двойными солями и комплексными соединениями в растворах. Комплексные соединения в реакциях обмена. Окисление комплексообразователя в комплексном ионе. Восстановление комплексообразователя в комплексном ионе. (4 часа).

Тема 18. Химия элементов. Неметаллы.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Элементы в природе. Макро- и микроэлементы в живых организмах. Неметаллы, строение атомов. Валентности, общая характеристика. Закономерности изменения свойств простых веществ и соединений элементов в группах и периодах. Зависимость свойств соединений от степени окисления элемента. благородные газы- 2 часа

Тема 19. Водород.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Строение атома, изотопы, особое положение в ПС. Строение молекулы. Нахождение в природе, получение и свойства водорода. Гидриды. Вода, строение молекулы. Структура льда и жидкой воды. Гидраты и кристаллогидраты. Диаграмма состояния воды. Свойства воды. Природные воды. Очистка воды- 2 часа.

Тема 20. VII А группа.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Строение атомов и молекул. Особенности фтора. Галогены в природе, их свойства и получение. Галогеноводороды и галогеноводородные кислоты. Галогениды. Оксокислоты галогенов, их свойства. Биологическая роль галогенов- 2 часа.

Тема 21. VI А группа.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Строение атомов и молекул. Аллотропия. Нахождение в природе и получение. Кислород, его свойства. Оксиды, пероксиды металлов и неметаллов. Пероксид водорода, его свойства. Сера, ее свойства. Сульфиды, полисульфиды. Сероводород и сероводородная кислота. Сернистая и серная кислоты, их свойства и соли. Тиосульфаты. Тиокислоты. Биохимическая роль кислорода и серы. Селен и теллур, их свойства и важнейшие соединения- 2 часа.

Тема 22. V А группа.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Строение атомов, валентности. Нахождение в природе, аллотропия. Азот, строение молекулы и свойства. Аммиак, строение молекулы, свойства, соли аммония. Гидразин. Оксиды азота, строение молекул, свойства. Азотистая и азотная кислоты, их свойства и соли. Азотные удобрения. Фосфор, его свойства, Фосфин. Оксиды и оксокислоты фосфора, их соли. Фосфорные удобрения, Биологическая роль азота и фосфора. Мышьяк, сурьма и висмут, их свойства и соединения- 2 часа.

Тема 23. IV А группа.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

IV А группа. Строение атомов, валентности, нахождение в природе, аллотропия. Углерод, его свойства. Карбиды, углеводороды. Оксиды углерода. Угольная кислота и ее соли. Циановодородная кислота, цианиды. Кремний, его свойства. Кремниевые кислоты, силикаты, их строение. Германий, олово, свинец, их свойства и соединения. III А группа. Общая характеристика. Бор, бориды, бораны, оксид, борные кислоты и их соли. Алюминий, его свойства. Гидроксид и соли алюминия. Алюмосиликаты. Их выветривание- 2 часа.

Тема 24. Химия металлов.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Строение атомов, физические и химические свойства металлов, особенности по сравнению с неметаллами. Металлы в природе и их получение. Коррозия металлов. Особенности металлов В-групп ПС, изменение их свойств в периодах и группах. Лантаноиды и актиноиды. Зависимость свойств соединений от степени окисления, влияние среды на окислительно-восстановительные свойства соединений. Комплексообразование. Биологическое значение металлов- 2 часа.

Тема 25. I А группа, II А группа, VII В группа.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

I А группа, II А группа, VII В группа. Щелочные металлы в природе, их свойства, оксиды, пероксиды, гидроксиды, соли. Биологическая роль натрия и калия. II А группа. Общая характеристика. Кальций и магний в природе, их свойства и соединения. Временная и постоянная жесткость воды и ее устранение. Биологическая роль кальция и магния- 2 часа. VII В группа. Общая характеристика. Марганец, его свойства, соединения марганца (II), (IV), (VI),(VII). Манганаты, перманганаты. Биологическая роль марганца.

Тема 26. VI В группа, II В группа.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

VI В группа, II В группа. Общая характеристика. Хром, его свойства, соединения хрома (II), (III), и (VI). Хроматы. Дихроматы. Молибден и вольфрам, их свойства. Биологическая роль молибдена. II В группа. Общая характеристика. Свойства цинка, кадмия, ртути, их гидроксиды, соли, биологическая роль- 2 часа.

Тема 27. I В группа, VIII В группа.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

I В группа, VIII В группа. Общая характеристика. Свойства меди, серебра и золота. Соединения меди (I), (II) и (III). Комплексные соединения. Биологическая роль меди и серебра. VIII В группа. Общая характеристика. Семейство железа. Железо, его свойства, оксиды, гидроксиды, соли железа (II), (III), (VI). Комплексные соединения. Соединения кобальта и никеля. Биологическая роль железа и кобальта. Платиновые металлы. Свойства и соединения платины- 2 часа.

4.3 Структура и содержание самостоятельной работы дисциплины (модуля)

N	Раздел Дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды самостоятельной работы студентов	Трудоемкость (в часах)	Формы контроля самостоятельной работы
1.	Тема 1. Основные понятия и законы химии.	1	1	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
2.	Тема 2. Основные классы неорганических соединений.	1	1	КСР: подготовка к устному опросу по заданной теме	2	устный опрос
3.	Тема 3. Строение атома.	1	2	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
4.	Тема 4. Периодический закон Менделеева и периодическая система химических элементов. Периодический закон Менделеева и периодическая система химических элементов.	1	2	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
5.	Тема 5. Химическая связь.	1	3	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
6.	Тема 6. Метод молекулярных орбиталей (МО).	1	3	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
7.	Тема 7. Термодинамика химических процессов.	1	4	КСР: подготовка к устному опросу по заданной теме	2	устный опрос
8.	Тема 8. Второй закон термодинамики.	1	4	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание

N	Раздел Дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды самостоятельной работы студентов	Трудоемкость (в часах)	Формы контроля самостоятельной работы
9.	Тема 9. Химическая кинетика и равновесие.	1	5	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
10.	Тема 10. Растворы неэлектролитов.	1	5	подготовка домашнего задания	1	домашнее задание
11.	Тема 11. Растворы электролитов.	1	6	КСР: подготовка к устному опросу по заданной теме	1	устный опрос
12.	Тема 12. Вода как растворитель.	1	6	подготовка домашнего задания	1	домашнее задание
13.	Тема 13. Гидролиз солей.	1	7	подготовка домашнего задания	1	домашнее задание
14.	Тема 14. Окислительно-восстановительные процессы. Основы электрохимии.	1	7	КСР: подготовка к устному опросу по заданной теме	1	устный опрос
15.	Тема 15. Окислительно-восстановительные (редокс) потенциалы.	1	8	подготовка домашнего задания	1	домашнее задание
16.	Тема 16. Комплексные соединения.	1	8	подготовка к контрольной работе	1	контрольная работа
17.	Тема 17. Описание химической связи в комплексных соединениях.	1	9	подготовка домашнего задания	1	домашнее задание
18.	Тема 18. Химия элементов. Неметаллы.	1	9	подготовка домашнего задания	1	домашнее задание
19.	Тема 19. Водород.	1	10	подготовка домашнего задания	1	домашнее задание
20.	Тема 20. VII A группа.	1	10	подготовка домашнего задания	1	домашнее задание
21.	Тема 21. VI A группа.	1	11	подготовка домашнего задания	1	домашнее задание
22.	Тема 22. V A группа.	1	11	подготовка домашнего задания	1	домашнее задание
23.	Тема 23. IV A группа.	1	12	подготовка домашнего задания	1	домашнее задание

N	Раздел Дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды самостоятельной работы студентов	Трудоемкость (в часах)	Формы контроля самостоятельной работы
24.	Тема 24. Химия металлов.	1	12	КСР: подготовка к устному опросу по заданной теме	1	устный опрос
25.	Тема 25. I А группа, II А группа, VII В группа.	1	13	подготовка домашнего задания	1	домашнее задание
26.	Тема 26. VI В группа, II В группа.	1	13	подготовка домашнего задания	1	домашнее задание
27.	Тема 27. I В группа, VIII В группа.	1	14	подготовка к контрольной работе	1	контрольная работа
	Итого				36	

5. Образовательные технологии, включая интерактивные формы обучения

Каждая лекция сопровождается демонстрацией иллюстративных материалов с использованием проекционной техники и обязательными записями на доске. Некоторая часть лекционного курса проводится в режиме диалога учитель-ученик. После завершения каждой лекции студенты получают домашние задания и все иллюстрации прошедшей лекции в электронной форме, а также наиболее важные материалы курса в печатном виде. Ввиду ограниченности аудиторных занятий и большого объема самостоятельной работы студентам предоставляется возможность консультироваться с лектором в назначенное внеаудиторное время.

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

Тема 1. Основные понятия и законы химии.

домашнее задание , примерные вопросы:

Закон сохранения массы и энергии. Атомы и молекулы, их массы. Моль, молярная масса. Закон постоянства состава, соединения переменного состава. Закон Авогадро. Парциальные давления газов. Эквивалентные массы, закон эквивалентов. Основные классы неорганических соединений: оксиды, гидроксиды, кислоты, средние, кислые и основные соли, их свойства, получение и номенклатура. Решение задач по данной теме: Методическое пособие по общей химии для самостоятельной работы студентов. Казань: КГУ, 2009. 132 с.

Тема 2. Основные классы неорганических соединений.

устный опрос , примерные вопросы:

Основные классы неорганических соединений: оксиды, гидроксиды, кислоты, средние, кислые и основные соли, их свойства, получение и номенклатура.

Тема 3. Строение атома.

домашнее задание , примерные вопросы:

Строение атома. Заполнение электронами атомных энергетических уровней и подуровней. Разбор упражнений по данной теме: Методическое пособие по общей химии для самостоятельной работы студентов. Казань: КГУ, 2009. 132 с.

Тема 4. Периодический закон Менделеева и периодическая система химических элементов. Периодический закон Менделеева и периодическая система химических элементов.

домашнее задание , примерные вопросы:

Периодический закон Менделеева и периодическая система химических элементов. Разбор упражнений по данной теме: Методическое пособие по общей химии для самостоятельной работы студентов. Казань: КГУ, 2009. 132 с.

Тема 5. Химическая связь.

домашнее задание , примерные вопросы:

Химическая связь. Метод валентных связей (ВС). Ковалентная неполярная и полярная связь. Разбор упражнений по данной теме: Методическое пособие по общей химии для самостоятельной работы студентов. Казань: КГУ, 2009. 132 с.

Тема 6. Метод молекулярных орбиталей (МО).

домашнее задание , примерные вопросы:

Метод молекулярных орбиталей (МО): основные положения, связывающие и разрыхляющие орбитали, кратность связей. Разбор упражнений по данной теме: Методическое пособие по общей химии для самостоятельной работы студентов. Казань: КГУ, 2009. 132 с.

Тема 7. Термодинамика химических процессов.

устный опрос , примерные вопросы:

Основные понятия: система, фаза, компонент, параметр, функция. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия, энтальпия, их изменение в различных процессах. Законы Гесса и Лавуазье-Лапласа. Стандартные энтальпии образования соединений. Энтальпия растворения. Второй закон термодинамики. Изобарно-изотермический потенциал (свободная энергия Гиббса). Энтропия как мера вероятности состояния системы. Условия самопроизвольного протекания процессов. Особенности термодинамики живых организмов.

Тема 8. Второй закон термодинамики.

домашнее задание , примерные вопросы:

Второй закон термодинамики. Определение направления протекания реакций Энтропия -мера вероятностного состояния системы. Разбор задач и упражнений по данной теме: Методическое пособие по общей химии для самостоятельной работы студентов. Казань: КГУ, 2009. 132 с.

Тема 9. Химическая кинетика и равновесие.

домашнее задание , примерные вопросы:

Скорость химической реакции. Активные молекулы, энергия активации. Влияние температуры на скорость реакции (правило Вант-Гоффа). Закон действия масс, константа скорости реакции, молекулярность и порядок реакции. Катализ гомогенный, гетерогенный, ферментативный. Цепные реакции. Фотохимические, сопряженные, колебательные реакции. Обратимые реакции. Константа химического равновесия для гомогенных и гетерогенных систем. Связь константы равновесия с энергией Гиббса. Влияние различных факторов на химическое равновесие, принцип Ле Шателье-Брауна. Разбор задач и упражнений по данной теме: Методическое пособие по общей химии для самостоятельной работы студентов. Казань: КГУ, 2009. 132 с.

Тема 10. Растворы неэлектролитов.

домашнее задание , примерные вопросы:

Растворы неэлектролитов. Растворы истинные и коллоидные. Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе (концентрация раствора): массовые доли, молярные доли, молярная концентрация, эквивалентная концентрация (нормальность), моляльность. Растворы идеальные и реальные. Растворимость газов, жидкостей и твердых веществ, ее зависимость от температуры и давления. Энтальпия растворения. Гидратация (сольватация). Осмос, осмотическое давление, закон Вант-Гоффа. Изотонические, гипер- и гипотонические растворы. Давление пара растворителя над раствором, температуры кипения и замерзания растворов, законы Рауля. Изотонический коэффициент. Разбор задач и упражнений по данной теме: Методическое пособие по общей химии для самостоятельной работы студентов. Казань: КГУ, 2009. 132 с.

Тема 11. Растворы электролитов.

устный опрос, примерные вопросы:

Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Гидратация ионов. Ступенчатая диссоциация. Степень диссоциации, ее связь с изотоническим коэффициентом. Сильные и слабые электролиты. Слабые электролиты, константа диссоциации, закон разбавления Оствальда. Сильные электролиты, теория Дебая-Хюккеля. Активности ионов, коэффициент активности, ионная сила раствора. Ионное произведение воды, показатели концентрации ионов водорода (рН) и гидроксидов (рОН). Индикаторы. Реакции между электролитами в растворах. Произведение растворимости, условия образования и растворения осадков. Гидролиз солей по катиону и по аниону. Степень и константа гидролиза. Буферные растворы. Значение электролитов для живых организмов, роль гидролиза. Буферные системы в организмах.

Тема 12. Вода как растворитель.

домашнее задание, примерные вопросы:

Диаграмма состояния воды. Свойства воды. Разбор задач и упражнений по данной теме: Методическое пособие по общей химии для самостоятельной работы студентов. Казань: КГУ, 2009. 132 с.

Тема 13. Гидролиз солей.

домашнее задание, примерные вопросы:

Гидролиз солей по катиону и по аниону. Степень и константа гидролиза. Буферные растворы. Значение электролитов для живых организмов, роль гидролиза. Буферные системы в организмах. Разбор упражнений по данной теме: Методическое пособие по общей химии для самостоятельной работы студентов. Казань: КГУ, 2009. 132 с.

Тема 14. Окислительно-восстановительные процессы. Основы электрохимии.

устный опрос, примерные вопросы:

Реакции окисления-восстановления, подбор коэффициентов методом электронного баланса и методом полуреакций (электронно-ионным). Роль окислительно-восстановительных реакций в живых организмах. Равновесие на границе металл-раствор, двойной электрический слой. Электродный потенциал, уравнение Нернста. Стандартный электродный потенциал, его связь с энергией Гиббса. Гальванический элемент. Водородный электрод. Электрохимическое измерение рН раствора. Окислительно-восстановительные (редокс) потенциалы. Стандартные редокс-потенциалы, их определение. Ряд стандартных потенциалов металлов (ряд напряжений) и ряд стандартных редокс-потенциалов, их значение, условия применимости.

Тема 15. Окислительно-восстановительные (редокс) потенциалы.

домашнее задание, примерные вопросы:

Окислительно-восстановительные (редокс) потенциалы. Стандартные редокс-потенциалы, их определение. Ряд стандартных потенциалов металлов (ряд напряжений) и ряд стандартных редокс-потенциалов. Направление процессов окисления-восстановления. Электролиз. Разбор упражнений по данной теме: Методическое пособие по общей химии для самостоятельной работы студентов. Казань: КГУ, 2009. 132 с.

Тема 16. Комплексные соединения.

контрольная работа, примерные вопросы:

Контрольная работа

Тема 17. Описание химической связи в комплексных соединениях.

домашнее задание , примерные вопросы:

Описание химической связи в комплексных соединениях по методу валентных связей и по теории кристаллического поля. Разбор упражнений по данной теме: Методическое пособие по общей химии для самостоятельной работы студентов. Казань: КГУ, 2009. 132 с.

Закономерность трансвлияния. Роль комплексных соединений в живых организмах. Низко- и высокоспиновые комплексы, их магнитные свойства. Внешне- и внутриорбитальные комплексы. Разбор упражнений по данной теме: Методическое пособие по общей химии для самостоятельной работы студентов. Казань: КГУ, 2009. 132 с.

Тема 18. Химия элементов. Неметаллы.

домашнее задание , примерные вопросы:

Элементы в природе. Макро- и микроэлементы в живых организмах. Неметаллы, строение атомов. Валентности, общая характеристика. Закономерно-сти изменения свойств простых веществ и соединений элементов в группах и периодах. Зависимость свойств соединений от степени окисления элемента. Благородные газы Разбор задач и упражнений по данной теме: Методическое пособие по общей химии для самостоятельной работы студентов. Казань: КГУ, 2009. 132 с.

Тема 19. Водород.

домашнее задание , примерные вопросы:

Строение атома, изотопы, особое положение в ПС. Строение молекулы. Нахождение в природе, получение и свойства водорода. Гидриды. Вода, строение молекулы. Структура льда и жидкой воды. Гидраты и кристаллогидраты. Диаграмма состояния воды. Свойства воды. Природные воды. Очистка воды.

Тема 20. VII A группа.

домашнее задание , примерные вопросы:

Строение атомов и молекул. Особенности фтора. Галогены в природе, их свойства и получение. Галогеноводороды и галогеноводородные кислоты. Галогениды. Оксокислоты галогенов, их свойства. Биологическая роль галогенов.

Тема 21. VI A группа.

домашнее задание , примерные вопросы:

VI A группа. Строение атомов и молекул. Аллотропия. Нахождение в природе и получение. Кислород, его свойства. Оксиды, пероксиды металлов и неметаллов. Пероксид водорода, его свойства. Сера, ее свойства. Сульфиды, полисульфиды. Сероводород и сероводородная кислота. Сернистая и серная кислоты, их свойства и соли. Тиосульфаты. Тиокислоты. Биохимическая роль кислорода и серы. Селен и теллур, их свойства и важнейшие соединения.

Тема 22. V A группа.

домашнее задание , примерные вопросы:

Строение атомов, валентности. Нахождение в природе, аллотропия. Азот, строение молекулы и свойства. Аммиак, строение молекулы, свойства, соли аммония. Гидразин. Оксиды азота, строение молекул, свойства. Азотистая и азотная кислоты, их свойства и соли. Азотные удобрения. Фосфор, его свойства, Фосфин. Оксиды и оксокислоты фосфора, их соли. Фосфорные удобрения, Биологическая роль азота и фосфора. Мышьяк, сурьма и висмут, их свойства и соединения.

Тема 23. IV A группа.

домашнее задание , примерные вопросы:

Строение атомов, валентности, нахождение в природе, аллотропия. Углерод, его свойства. Карбиды, углеводороды. Оксиды углерода. Угольная кислота и ее соли. Циановодородная кислота, цианиды. Кремний, его свойства. Кремниевые кислоты, силикаты, их строение. Германий, олово, свинец, их свойства и соединения.

Тема 24. Химия металлов.

устный опрос , примерные вопросы:

Строение атомов, физические и химические свойства металлов, особенности по сравнению с неметаллами. Металлы в природе и их получение. Коррозия металлов. Особенности металлов В-групп ПС, изменение их свойств в периодах и группах. Лантаноиды и актиноиды. Зависимость свойств соединений от степени окисления, влияние среды на окислительно-восстановительные свойства соединений. Комплексообразование. Биологическое значение металлов.

Тема 25. I A группа, II A группа, VII B группа.

домашнее задание , примерные вопросы:

I A группа. Щелочные металлы в природе, их свойства, оксиды, пероксиды, гидроксиды, соли. Биологическая роль натрия и калия. II A группа. Общая характеристика. Кальций и магний в природе, их свойства и соединения. Временная и постоянная жесткость воды и ее устранение. Биологическая роль кальция и магния. VII B группа. Общая характеристика. Марганец, его свойства, соединения марганца (II), (IV), (VI), (VII). Манганаты, перманганаты. Биологическая роль марганца.

Тема 26. VI B группа, II B группа.

домашнее задание , примерные вопросы:

VI B группа. Общая характеристика. Хром, его свойства, соединения хрома (II), (III), и (VI). Хроматы. дихроматы. Молибден и вольфрам, их свойства. Биологическая роль молибдена. II B группа. Общая характеристика. Свойства цинка, кадмия, ртути, их гидроксиды, соли, биологическая роль.

Тема 27. I B группа, VIII B группа.

контрольная работа , примерные вопросы:

Контрольная работа

Тема . Итоговая форма контроля

Примерные вопросы к экзамену:

БИЛЕТЫ КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ

Первая контрольная работа

БИЛЕТ 1

1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом никеля (II) с мышьяковой кислотой H_3AsO_4 .
2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента $\diamond 49$.
3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы хлорида углерода(IV).
4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и объясните магнитные свойства иона O_2^{2-} .
5. Определите температуру, при которой начнет протекать реакция:
 $2 SO_3 \rightleftharpoons O_2 + 2 SO_2$
 $\Delta H^0 -395 \text{ кДж/моль}$
 $S^0 256 \text{ 205 248 Дж/(K}\cdot\text{моль)}$
6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

БИЛЕТ 2

1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом лантана(III) с угольной кислотой H_2CO_3 .
2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента $\diamond 52$.
3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы фторида азота(III).
4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и укажите магнитные свойства иона NO^+ .

5. При какой температуре начинается протекать реакция:



ΔH_0 -811 -349 -394 кДж/моль

S_0 82 44 214 Дж/(К·моль)

6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

БИЛЕТ 3

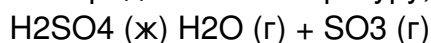
1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом железа (II) с фосфорной кислотой H_3PO_4 .

2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента \blacklozenge 40.

3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы хлорида бора (III).

4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и укажите магнитные свойства иона O^{2+} .

5. Определите температуру, при которой начнет протекать реакция:



ΔH_0 -811 -241 -295 кДж/моль

S_0 157 189 256 Дж/(К·моль)

6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

БИЛЕТ 4

1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом таллия (III) с молибденовой кислотой H_2MoO_4 .

2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента \blacklozenge 54.

3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы хлорида бериллия(II).

4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и укажите магнитные свойства молекулы F_2 .

5. Возможна ли при 200°C реакция:



ΔH_0 -545 -350 0 кДж/моль

S_0 259 136 223 Дж/(К·моль)

6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

БИЛЕТ 5

1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом кобальта (II) с ванадиевой кислотой H_3VO_4 .

2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента \blacklozenge 73.

3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы фторида серы(VI).

4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и укажите магнитные свойства иона O^{2-} .

5. Возможна ли при температуре 1000 K реакция:



ΔH_0 -918 -94 0 кДж/моль

S_0 147 91 205 Дж/(К·моль)

6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

БИЛЕТ 6

1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом хрома (III) с селенистой кислотой H_2SeO_3 .
2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента \blacklozenge 43.
3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы фторида кремния(IV).
4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и определите магнитные свойства иона CN^- .
5. Возможна ли при стандартных условиях реакция:
 $SiCl_4 (ж) + O_2(г) \rightarrow SiO_2 (к) + 2 Cl_2 (г)$
 $\Delta H^0 -671 \text{ 0} -856 \text{ 0 кДж/моль}$
 $S^0 240 \text{ 205 42 223 Дж/(К}\cdot\text{моль)}$

6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

БИЛЕТ 7

1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом марганца (II) с мышьяковой кислотой H_3AsO_4 .
2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента \blacklozenge 39.
3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы хлорида фосфора(III).
4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и укажите магнитные свойства иона O_2^- .
5. Может ли протекать в стандартных условиях реакция:
 $2NO_2(г) \rightarrow 2NO (г) + O_2 (г)$
 $\Delta H^0 34 \text{ 90 0 кДж/моль}$
 $S^0 240 \text{ 211 205 Дж/(К}\cdot\text{моль)}$

6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

БИЛЕТ 8

1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом индия (III) с кремниевой кислотой H_2SiO_3 .
2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента \blacklozenge 72.
3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы фторида бериллия(II).
4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и укажите магнитные свойства иона NO^+ .
5. Может ли при 500 К протекать реакция:
 $Fe_2O_3(к) + CO(г) \rightarrow 2FeO (к) + CO_2 (г)$
 $\Delta H^0 -821 \text{ -111 -264 -394 кДж/моль}$
 $S^0 90 \text{ 197 59 214 Дж/(К}\cdot\text{моль)}$

6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

БИЛЕТ 9

1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом свинца (II) с фосфорной кислотой H_3PO_4 .
2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента \blacklozenge 50.
3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы фторида бора(III).
4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и укажите магнитные свойства иона O_2^{2+} .
5. Возможна ли при 200 оС реакция:



$$\Delta H_0 = -265 - 230 - 61 \text{ кДж/моль}$$

$$S_0 = 196 + 144 + 175 \text{ Дж/(К}\cdot\text{моль)}$$

6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

БИЛЕТ 10

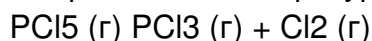
1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом железа (III) с селеновой кислотой H_2SeO_4 .

2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента \blacklozenge 57.

3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы хлорида серы (II).

4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение молекулы O_2 , укажите ее магнитные свойства.

5. При какой температуре начинается протекать реакция:



$$\Delta H_0 = -370 - 277 - 0 \text{ кДж/моль}$$

$$S_0 = 363 + 312 + 223 \text{ Дж/(К}\cdot\text{моль)}$$

6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

БИЛЕТ 11

1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом галлия (III) с серной кислотой H_2SO_4 .

2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента \blacklozenge 54.

3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы фторида германия (IV).

4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и укажите магнитные свойства иона NO^+ .

5. Возможна ли при температуре 1000 К реакция:



$$\Delta H_0 = -1202 - 557 - 394 \text{ кДж/моль}$$

$$S_0 = 112 + 70 + 214 \text{ Дж/(К}\cdot\text{моль)}$$

6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

БИЛЕТ 12

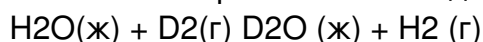
1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом меди (II) с мышьяковой кислотой H_3AsO_4 .

2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента \blacklozenge 53.

3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы фторида фосфора(III).

4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и определите магнитные свойства иона CN^- .

5. Может ли протекать в стандартных условиях реакция:



$$\Delta H_0 = -286 - 0 - 295 - 0 \text{ кДж/моль}$$

$$S_0 = 70 + 145 + 72 + 131 \text{ Дж/(К}\cdot\text{моль)}$$

6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

Вторая контрольная работа

Билет 1

1. Рассчитайте молярность и нормальность 40%-ного раствора CaCl_2 , плотностью 1.40 г/мл.
2. Определите степень диссоциации и pH раствора с концентрацией 0.1 моль/л слабой кислоты HA ($K_d=10^{-7}$).
3. Напишите уравнение реакции гидролиза и укажите среду раствора Na_2SiO_3 .
4. Концентрация насыщенного раствора гидроксида бария $\text{Ba}(\text{OH})_2$ равна 0.1 моль/л. Определите ПР гидроксида бария.

Билет 2

1. Рассчитайте, какой объем 78%-ного раствора H_2SO_4 плотностью 1.78 г/мл нужно взять для приготовления 900 мл 0.5 н. раствора H_2SO_4 .
2. Определите степень и константу диссоциации слабого основания ROH, если в его растворе с концентрацией равной 0.02 моль /л $\text{pH}=10$.
3. Напишите уравнения реакции гидролиза и укажите среду раствора K_3VO_4 .
4. Какова концентрация ионов серебра в насыщенном растворе иодида серебра. $\text{ПР}(\text{AgI})=10^{-16}$.

Билет 3

1. Рассчитайте молярность и нормальность 21%-ного раствора H_3PO_4 плотностью 1.12 г/мл.
2. В растворе слабой кислоты HA с концентрацией 0,1 моль/л $\text{pH}=5$. Определите степень и константу диссоциации этой кислоты.
3. Напишите уравнение реакции гидролиза и укажите среду раствора CoSO_4 .
4. Определите, выпадет ли осадок фторида лития ($\text{ПР}(\text{LiF})=2 \cdot 10^{-3}$) при смешивании равных объемов растворов фторида натрия с концентрацией 0.2 моль/л и хлорида лития с концентрацией 0.02 моль/л.

Билет 4

1. Рассчитайте, какой объем 32.8%-ного раствора H_3PO_4 плотностью 1.20 г/мл нужно взять, чтобы приготовить 1.5 л 0.6 н. раствора.
2. Определите степень диссоциации и pH раствора с концентрацией 0.1 моль/л слабого основания ROH, если его $K_d=10^{-7}$.
3. Напишите уравнение реакции гидролиза и укажите среду раствора SnCl_2 .
4. $\text{ПР}(\text{BaCO}_3)=4 \cdot 10^{-10}$. Рассчитайте массу этой соли, содержащуюся в 2 л её насыщенного раствора.

Билет 5

1. 20 мл 40.3%-ного раствора KOH плотностью 1.40 г/мл разбавили водой до объема 350 мл. Определите молярность и нормальность полученного раствора.
2. Определите степень диссоциации и pH раствора с концентрацией 0.01 моль/л слабой кислоты HA, если ее $K_d=10^{-4}$.
3. Напишите уравнения реакции гидролиза и укажите среду раствора Rb_2SiO_3 .
4. В растворе MnSO_4 с концентрацией 0.01 моль/л среду довели до $\text{pH}=8$. Рассчитайте, выпадет ли осадок гидроксида марганца (II), если $\text{ПР}(\text{Mn}(\text{OH})_2) = 6 \cdot 10^{-10}$.

Билет 6

1. Определите объем 27.5%-ного раствора гидроксида натрия плотностью 1.30 г/мл, необходимый для приготовления 600 мл 0.8 н. раствора.
2. В растворе слабого основания ROH с концентрацией 0.02 моль/л $\text{pH}=9$. Определите степень и константу диссоциации этого основания.
3. Напишите уравнение реакции гидролиза и укажите среду раствора $\text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3$.
4. Рассчитайте, сколько граммов сульфата бария находится в 10 л его насыщенного раствора. $\text{ПР}(\text{BaSO}_4)=10^{-10}$.

Билет 7

1. 40 мл 60%-ного раствора H_3PO_4 плотностью 1.42 г/мл разбавили водой до объема 2 л. Определите молярность и нормальность полученного раствора.

2. Определите степень диссоциации и pH раствора с концентрацией 0.01 моль/л слабой кислоты HA. $K_d=10^{-8}$.
3. Напишите уравнение реакции гидролиза и укажите среду раствора SnCl_4 .
4. Сколько граммов хлорида серебра содержится в 5 л его насыщенного раствора, если $\text{PP}(\text{AgCl})=10^{-10}$?

Билет 8

1. Рассчитайте молярность и нормальность 52%-ного раствора H_2SO_4 плотностью 1.42 г/мл.
2. Определите степень диссоциации и pH в растворе с концентрацией 0,01 моль/л слабого основания ROH, если его $K_d=10^{-6}$.
3. Напишите уравнение гидролиза и укажите среду раствора K_3AsO_4 .
4. Определите, образуется ли осадок гидроксида алюминия, если в растворе хлорида алюминия с концентрацией 0.001 моль/л величина pH станет равна 5. $\text{PP}(\text{Al}(\text{OH})_3)=10^{-32}$.

Билет 9

1. Определите необходимый для приготовления 600 мл 0.6 н. раствора H_3PO_4 объем ее 53%-ного раствора плотностью 1.63 г/мл.
2. В растворе с концентрацией 0.02 моль/л слабой кислоты HA $\text{pH}=4$. Определите степень и константу диссоциации этой кислоты.
3. Напишите уравнение реакции гидролиза и укажите среду раствора NiSO_4 .
4. Определите, выпадет ли осадок хлорида свинца ($\text{PP}(\text{PbCl}_2)=1.6 \cdot 10^{-5}$) при смешивании равных объемов растворов $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ с концентрацией 0.02 моль/л и NaCl с концентрацией 0.2 моль/л.

Билет 10

1. 50 мл 60%-ного раствора H_2SO_4 плотностью 1.50 г/мл разбавили водой до объема 800 мл. Определите молярность и нормальность полученного раствора.
2. Рассчитайте степень диссоциации и pH в растворе с концентрацией 0.1 моль/л слабого основания ROH, если $K_d=10^{-7}$.
3. Напишите уравнение реакции гидролиза и укажите среду раствора K_2S .
4. Определите, сколько граммов сульфата свинца ($\text{PP}(\text{PbSO}_4)=10^{-8}$) содержится в 2 л его насыщенного раствора.

Билет 11

1. Рассчитайте молярность и нормальность 15%-ного раствора Na_2CO_3 плотностью 1.16 г/мл.
2. Определите степень и константу диссоциации слабой кислоты HA, если в ее растворе с концентрацией 0.2 моль/л $\text{pH}=3$.
3. Напишите уравнение реакции гидролиза и укажите среду раствора $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.
4. Рассчитайте $\text{PP}(\text{CaCO}_3)$, если в 2 литрах воды содержится 0.13 г этой соли.

Билет 12

1. 50 мл 25%-ного раствора KOH плотностью 1.24 г/мл разбавили водой до объема 500 мл. Рассчитайте молярность и нормальность полученного раствора.
2. Определите степень диссоциации и pH в растворе слабого основания ROH с концентрацией 0.1 моль/л, если его $K_d=10^{-5}$.
3. Напишите уравнение реакции гидролиза и укажите среду раствора BeSO_4 .
4. В растворе хлорида стронция с концентрацией 0.02 моль/л $\text{pH}=12$. Определите, выпадет ли при этих условиях осадок гидроксида стронция. $\text{PP}(\text{Sr}(\text{OH})_2)=3.2 \cdot 10^{-4}$.

Билет 13

1. Рассчитайте, какой объем 40%-ного раствора HNO_3 плотностью 1.25 г/мл требуется для приготовления 800 мл 0.2 н. раствора этой кислоты.
2. В растворе слабой кислоты HA с концентрацией 0.05 моль/л $\text{pH}=4$. Определите степень и константу диссоциации этой кислоты.
3. Напишите уравнение реакции гидролиза и укажите среду раствора Na_3VO_4 .

4. Рассчитайте величину $PP(PbI_2)$, если в 1 литре насыщенного раствора содержится 0.7 г этой соли.

Билет 14

1. Рассчитайте молярность и нормальность 35%-ного раствора H_3PO_4 плотностью 1.22 г/мл.
2. Определите степень диссоциации и pH в растворе с концентрацией 0.1 моль/л слабого основания ROH , если его $K_d=10^{-7}$.
3. Напишите уравнение реакции гидролиза и укажите среду раствора $InCl_3$.
4. Определите, сколько граммов карбоната стронция содержится в 3 литрах его насыщенного раствора, если $PP(SrCO_3)=10^{-10}$.

Билет 15

1. Взяли 45 мл 15%-ного раствора Na_2CO_3 плотностью 1.16 г/мл и разбавили водой до объема 700 мл. Определите молярность и нормальность полученного раствора.
2. В растворе с концентрацией 0.03 моль/л слабой кислоты HA $pH=5$. Определите степень и константу диссоциации этой кислоты.
3. Напишите уравнение реакции гидролиза и укажите среду раствора K_3SbO_3 .
4. Рассчитайте концентрацию ионов бария в насыщенном растворе сульфата бария. $PP(BaSO_4)=10^{-10}$.

Билет 16

1. Рассчитайте, какой объем 25%-ного раствора KOH плотностью 1.24 г/мл требуется для приготовления 800 мл 0.5 н. раствора.
2. Определите степень и константу диссоциации слабого основания ROH , если в его растворе с концентрацией 0.01 моль/л $pH=10$.
3. Напишите уравнение реакции гидролиза и укажите среду раствора $BiCl_3$.
4. $PP(PbSO_4)=10^{-8}$. Выпадет ли осадок сульфата свинца, если смешать равные объемы раствора Na_2SO_4 с концентрацией 0.004 моль/л и $PbCl_2$ с концентрацией 0.0002 моль/л ?

Третья проверочная работа

Билет 1

1. Комплексообразователь Ni^{2+} (к.ч.=6), лиганды: вода, аммиак, хлорид- и бромид-ионы. Напишите формулы двух соединений, чтобы в одном из них комплексный ион был бы катионом, а в другом - анионом и назовите эти соединения.
2. Напишите уравнения реакций первичной и вторичной диссоциации, выражение константы нестойкости комплексного иона, изобразите строение изомеров соединения тетрахлородицианоплатинат (IV) калия.
3. Гальванический элемент состоит из цинкового и стандартного медного электродов, его ЭДС равна 1.22 В. Рассчитайте концентрацию сульфата цинка в растворе у цинкового электрода. Стандартный электродный потенциал для $Cu^{2+}+2e=Cu^0$ равен +0.34 В, $Zn^{2+}+2e=Zn^0$ равен -0.76 В.
4. Допишите продукты реакции и подберите коэффициенты методом электронного баланса $K_2FeO_4 + HI \rightarrow FeI_2 + I_2 + ?$.

Билет 2

1. Определите координационное число и заряд комплексообразователя, изобразите пространственное строение комплексного иона в соединении $K_2[Cr(H_2O)Cl_3(CN)_2]$. Назовите это соединение.
2. Напишите уравнения реакций первичной и вторичной диссоциации, выражение константы нестойкости комплексного иона, изобразите строение изомеров соединения хлорид бромотриамминмеди (II).
3. Рассчитайте потенциал системы, содержащей 0.1 моль/л хлорида железа (II) и 0,0001 моль/л хлорида железа (III). Стандартный редокс-потенциал системы $Fe^{3+} + e = Fe^{2+}$ равен +0.77 В.
4. Допишите продукты реакции и подберите коэффициенты методом электронного баланса



Билет 3

1. Комплексообразователь Ru^{4+} (к.ч.=6), лиганды: вода, аммиак, цианид- и иодид-ионы. Напишите формулы двух соединений, чтобы в одном из них комплексный ион был бы катионом, а в другом - анионом и назовите эти соединения.
2. Напишите уравнения реакций первичной и вторичной диссоциации, выражение константы нестойкости комплексного иона, изобразите строение изомеров соединения сульфат дихлоротетраамминкобальта (III).
3. Рассчитайте ЭДС гальванического элемента, состоящего из стандартного никелевого электрода (его стандартный электродный потенциал равен $-0.25V$) и водородного электрода в растворе с $pH=8$.
4. Допишите продукты реакции и подберите коэффициенты методом электронного баланса $PtCl_2 + KMnO_4 + HCl \rightarrow PtCl_4 + MnCl_2 + ?..$

Билет 4

1. Определите координационное число и заряд комплексообразователя, изобразите пространственное строение комплексного иона в соединении $Ca[CuCl_2Br(H_2O)]_2$. Назовите это соединение.
2. Напишите уравнения реакций первичной и вторичной диссоциации, выражение константы нестойкости комплексного иона, изобразите строение изомеров соединения тетрацианоdiamминферрат (II) натрия.
3. Определите ЭДС гальванического элемента, состоящего из стандартного оловянного электрода (его стандартный потенциал равен $-0.14 V$) и медного электрода в растворе с концентрацией сульфата меди (II) равной 0.0001 моль/л. Стандартный электродный потенциал $Cu^{2+} + 2e = Cu^0$ равен $+0.34V$.
4. Допишите продукты реакции и подберите коэффициенты методом электронного баланса $K_2UO_4 + PH_3 + HCl \rightarrow UCl_2 + H_3PO_4 + ?$

Билет 5

1. Комплексообразователь Ti^{3+} (к.ч.=6), лиганды: вода, аммиак, хлорид- и цианид-ионы. Напишите формулы двух соединений, чтобы в одном из них комплексный ион был бы катионом, а в другом - анионом и назовите эти соединения.
2. Напишите уравнения реакций первичной и вторичной диссоциации, выражение константы нестойкости комплексного иона, изобразите строение изомеров соединения хлорид трицианотриамминплатины (IV).
3. Гальванический элемент состоит из стандартного медного и серебряного электродов, его ЭДС равна $0.44 V$. Определите концентрацию ионов серебра в растворе около серебряного электрода. Стандартный электродный потенциал $Cu^{2+} + 2e = Cu^0$ равен $+0.34 V$, $Ag^+ + e = Ag^0$ равен $+0.80 V$.
4. Допишите продукты реакции и подберите коэффициенты методом электронного баланса $K_2XeO_4 + TiCl_2 + HCl \rightarrow Xe + TiCl_4 + ?.$

Билет 6

1. Определите координационное число и заряд комплексообразователя, изобразите пространственное строение комплексного иона в соединении $Ca[Ti(NH_3)Cl_2(CN)_3]$. Назовите это соединение.
2. Напишите уравнения реакций первичной и вторичной диссоциации, выражение константы нестойкости комплексного иона, изобразите строение изомеров соединения тетрахлородиакваферрат (II) натрия.
3. Определите потенциал системы, содержащей 0.01 моль/л хлорида олова (II) и 0.0001 моль/л хлорида олова (IV). Стандартный редокс-потенциал системы $Sn^{4+} + 2e = Sn^{2+}$ равен $+0.15 V$.
4. Допишите продукты реакции и подберите коэффициенты методом электронного баланса $KIO_3 + KI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + ??.$

Билет 7

1. Комплексообразователь Pd^{2+} (к.ч.=6), лиганды: вода, аммиак, хлорид- и цианид-ионы. Напишите формулы двух соединений, чтобы в одном из них комплексный ион был бы катионом, а в другом - анионом и назовите эти соединения.
2. Напишите уравнения реакций первичной и вторичной диссоциации, выражение константы нестойкости комплексного иона, изобразите строение изомеров соединения трихлоротрибромоплатинат (IV) калия.
3. Определите ЭДС гальванического элемента, состоящего из стандартного медного электрода (стандартный потенциал его равен +0.34 В) и водородного электрода в растворе с $pH=9$.
4. Допишите продукты реакции и подберите коэффициенты методом электронного баланса $PbO_2 + Mn(NO_3)_2 + HNO_3 \rightarrow HMnO_4 + Pb(NO_3)_2 + ?..$

Билет 8

1. Определите координационное число и заряд комплексообразователя, изобразите пространственное строение комплексного иона в соединении $K_2[Mn(H_2O)Cl_2(CN)_3]$. Назовите это соединение.
2. Напишите уравнения реакций первичной и вторичной диссоциации, выражение константы нестойкости комплексного иона, изобразите строение изомеров соединения хлорид дихлоротетрааминиридия (IV).
3. Гальванический элемент состоит из двух водородных электродов, его ЭДС равна 0.30 В. В одном водородном электроде раствор имеет $pH=2$. Определите pH раствора во втором водородном электроде.
4. Допишите продукты реакции и подберите коэффициенты методом электронного баланса $KI + K_2XeO_4 + H_2O \rightarrow KIO_4 + Xe + ??$

Билет 9

1. Комплексообразователь Mn^{2+} (к.ч.=6), лиганды: вода, аммиак, цианид- и нитро-ионы. Напишите формулы двух соединений, чтобы в одном из них комплексный ион был бы катионом, а в другом - анионом и назовите эти соединения.
2. Напишите уравнения реакций первичной и вторичной диссоциации, выражение константы нестойкости комплексного иона, изобразите строение изомеров соединения тетрабромохлороамминплатинат(IV) калия.
3. Определите потенциал системы, содержащей 0.01 моль/л хлорида титана(III) и 0,0001 моль/л хлорида титана(II). Стандартный редокс-потенциал системы $Ti^{3+} + e = Ti^{2+}$ равен -0.37 В.
4. Допишите продукты реакции и подберите коэффициенты методом электронного баланса $KClO_3 + Fe(OH)_3 + KOH \rightarrow KCl + K_2FeO_4 + ??$.

Билет 10

1. Определите координационное число и заряд комплексообразователя, изобразите пространственное строение комплексного иона в соединении $Ca[BeCl_2Br(H_2O)]_2$. Назовите это соединение.
2. Напишите уравнения реакций первичной и вторичной диссоциации, выражение константы нестойкости комплексного иона, изобразите строение изомеров соединения тетрацианоdiamминферрат(III) калия.
3. Гальванический элемент состоит из стандартного оловянного электрода (его стандартный потенциал равен -0.14 В) и медного электрода, ЭДС элемента равна 0.39 В. Определите концентрацию хлорида меди (II) у медного электрода. Стандартный электродный потенциал $Cu^{2+} + 2e = Cu^0$ равен +0.34 В.
4. Допишите продукты реакции и подберите коэффициенты методом электронного баланса $H_3PO_3 + KNO_2 + HCl \rightarrow H_3PO_4 + N_2 + ??$.

Билет 11

1. Комплексообразователь Ga^{3+} (к.ч.=6), лиганды: вода, нитро- и хлорид-ионы. Напишите формулы двух соединений, чтобы в одном из них комплексный ион был бы катионом, а в другом - анионом и назовите эти соединения.
2. Напишите уравнения реакций первичной и вторичной диссоциации, выражение константы нестойкости комплексного иона, изобразите строение изомеров соединения бромид тринитротриамминплатины (IV).
3. Гальванический элемент состоит из стандартного серебряного электрода (его стандартный потенциал равен +0.80 В) и водородного электрода в растворе с $pH=5$. Определите величину ЭДС этого элемента.
4. Допишите продукты реакции и подберите коэффициенты методом электронного баланса $V_2(SO_4)_3 + H_2O_2 + KOH \rightarrow K_3VO_4 + H_2O + ??$

Билет 12

1. Определите координационное число и заряд комплексообразователя, изобразите пространственное строение комплексного иона в соединении $K_3[Ru(CN)_4(NO_2)_2]$. Назовите это соединение.
2. Напишите уравнения реакций первичной и вторичной диссоциации, выражение константы нестойкости комплексного иона, изобразите строение изомеров соединения тетрахлордиамминферрат (III) кальция.
3. Определите потенциал системы, содержащей 0.1 моль/л хлорида олова(II) и 0.001 моль/л хлорида олова (IV). Стандартный редокс-потенциал системы $Sn^{4+} + 2e = Sn^{2+}$ равен +0.15 В.
4. Допишите продукты реакции и подберите коэффициенты методом электронного баланса $FeCl_3 + KNO_3 + KOH \rightarrow K_2FeO_4 + KNO_2 + ??$.

Билет 13

1. Комплексообразователь Pt^{4+} (к.ч.=6), лиганды: вода, аммиак, иодид- и цианид-ионы. Напишите формулы двух соединений, чтобы в одном из них комплексный ион был бы катионом, а в другом - анионом и назовите эти соединения.
2. Напишите уравнения реакций первичной и вторичной диссоциации, выражение константы нестойкости комплексного иона, изобразите строение изомеров соединения диамминтетраацианокобальтат (III) калия.
3. Определите ЭДС гальванического элемента, состоящего из стандартного цинкового электрода (его стандартный потенциал равен -0.76 В) и водородного электрода в растворе с $pH=4$.
4. Допишите продукты реакции и подберите коэффициенты методом электронного баланса $MnO_2 + KClO_4 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KCl + ?..$

Билет 14

1. Определите координационное число и заряд комплексообразователя, изобразите пространственное строение комплексного иона в соединении $Mg[BeCl_2BrNH_3]_2$. Назовите это соединение.
2. Напишите уравнения реакций первичной и вторичной диссоциации, выражение константы нестойкости комплексного иона, изобразите строение изомеров соединения тетрацианодиамминферрата (II) натрия.
3. Гальванический элемент состоит из стандартного цинкового (его стандартный электродный потенциал равен -0.76 В) и медного электрода, ЭДС элемента равна 0,94 В. Определите концентрацию сульфата меди (II) у медного электрода. Стандартный электродный потенциал $Cu^{2+} + 2e = Cu^0$ равен +0.34 В.
4. Допишите продукты реакции и подберите коэффициенты методом электронного баланса $PH_3 + KMnO_4 + HCl \rightarrow H_3PO_4 + MnCl_2 + ??$

Билет 15.

1. Комплексообразователь Ru^{4+} (к.ч.=6), лиганды: вода, аммиак, цианид- и иодид-ионы. Напишите формулы двух соединений, чтобы в одном из них комплексный ион был бы катионом, а в другом - анионом и назовите эти соединения.
2. Напишите уравнения реакций первичной и вторичной диссоциации, выражение константы нестойкости комплексного иона, изобразите строение изомеров соединения сульфат дихлоротетрааммин кобальта(III).
3. Гальванический элемент состоит из стандартного серебряного электрода (его стандартный электродный потенциал равен +0.80 В) и водородного электрода в растворе с $pH=6$. Определите ЭДС гальванического элемента.
4. Допишите продукты реакции и подберите коэффициенты методом электронного баланса $K_2Cr_2O_7 + VCl_3 + HCl \rightarrow CrCl_3 + VCl_4 + ??$.

7.1. Основная литература:

1. Глинка Н.Л. Общая химия. М.: Интеграл- Пресс , 2008. 727с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. М.: Интеграл- Пресс , 2007. 240 с.
3. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: Высш. шк., 2008. 639 с.
4. Методическое пособие по общей химии для самостоятельной работы студентов. Казань: КГУ, 2009. 132 с.

7.2. Дополнительная литература:

- 1, Общая химия в формулах, определениях, схемах: учебное пособие/ И.Е. Шиманович, М.Л. Павлович, В.Ф. Тикавый, П.М. Малашко. - Минск, 1996.
2. Ленский А.С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию.-М., 1989.

7.3. Интернет-ресурсы:

Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия - <http://chemistry-chemists.com/forum/viewtopic.php?f=9&t=18&p=1928#p1928>
КФУ.Химический институт им. А.М.Бутлерова. Библиотека - www.ksu.ru/f7/bin_files/Neorgan_Chimiya.doc
Образовательные ресурсы УрФУ - <http://media.ls.urfu.ru/chemistry/>
Образовательный портал по химии - http://www.alhimik.ru/compl_soed/gl_1.htm
Образовательный портал по химии - <http://www.chemiemaniamania.ru/chemie-99.html>
Образовательный портал по химии - <http://www.xumuk.ru/encyklopedia/2123.html>

8. Материально-техническое обеспечение дисциплины/модуля согласно утвержденному учебному плану

Освоение дисциплины "Химия: общая и неорганическая" предполагает использование следующего материально-технического обеспечения:

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

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВПО и учебным планом по направлению 020400.62 "Биология" и профилю подготовки Физиология человека и животных, биохимия, генетика, микробиология .

Автор(ы):

Бычкова Т.И. _____

"__" _____ 201__ г.

Рецензент(ы):

Улахович Н.А. _____

"__" _____ 201__ г.

Лист согласования

N	ФИО	Согласование
1	Амиров Р. Р.	
2	Тимофеева О. А.	
3	Чижанова Е. А.	
4	Соколова Е. А.	
5	Тимофеева О. А.	