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

УТВЕРЖДАЮ
Проректор
по образовательной деятельности КФУ
Проф. Минзарипов Р.Г.
_____
"___"_____20___ г.

Программа дисциплины

Неорганическая химия С3.Б.1

Специальность: 020201.65 - Фундаментальная и прикладная химия
Специализация: Неорганическая химия
Квалификация выпускника:
Форма обучения: очное
Язык обучения: русский
Автор(ы):
Улахович Н.А. , Амиров Р.Р.
Рецензент(ы):
Медянцева Э.П.

СОГЛАСОВАНО:
Заведующий(ая) кафедрой: Амиров Р. Р.
Протокол заседания кафедры No ___ от "____" _____ 201__г
Учебно-методическая комиссия Химического института им. А.М. Бутлерова:
Протокол заседания УМК No ____ от "____" _____ 201__г

Регистрационный No

Казань
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) заведующий кафедрой, д.н. (профессор) Амиров Р.Р. Кафедра неорганической химии Химический институт им. А.М. Бутлерова , Rustem.Amirov@kpfu.ru ; профессор, д.н. (профессор) Улахович Н.А. Кафедра неорганической химии Химический институт им. А.М. Бутлерова , Nikolay.Ulakhovich@kpfu.ru

1. Цели освоения дисциплины

Целями освоения дисциплины "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.

Дисциплина является базовой в химическом образовании.

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

Данная учебная дисциплина включена в раздел " С3.Б.1 Профессиональный" основной образовательной программы 020201.65 Фундаментальная и прикладная химия и относится к базовой (общепрофессиональной) части. Осваивается на 1 курсе, 1, 2 семестры.

Дисциплина "Неорганическая химия" относится к разделу С3 профессионального цикла учебного плана, содержит два основных взаимосвязанных раздела: "Теоретические основы неорганической химии" и "Химия элементов", и является фундаментом для изучения студентами в дальнейшем теоретических основ прочих химических наук. Дисциплина дает студенту представление об общих понятиях и законах химии, современных представлениях о строении атома и химической связи, углубляет и расширяет познания обучаемых в энергетике и кинетике химических процессов, знакомит с введением в теорию растворов, окислительно-восстановительных реакций, химии комплексных соединений. Эта часть является фундаментом для характеристики элементов, значительно расширяя и углубляя знания, полученные в ходе школьного курса. В рамках дисциплины "Неорганическая химия" такое построение материала позволяет на более высоком уровне прослеживать общие закономерности во взаимосвязи "состав - строение - реакционная способность", прогнозировать свойства элементов и их соединени.

Для успешного освоения дисциплины "Неорганическая химия" студенты должны иметь представление об основных типах реакций, используемых в химии, полученные в ходе изучения школьного курса химии, должны знать основные понятия и законы физики и владеть основными приемами математических расчетов.

Полученные при освоении дисциплины знания облегчают освоение как базовых курсов "Аналитическая химия", "Органическая химия", "Физическая химия", так и профессиональных дисциплин "Химия комплексных соединений", "Химия растворов", "Химический анализ: методология и современное состояние", "Бионеорганическая химия", - "Супрамолекулярная неорганическая химия", "Химия твердого тела" и других курсов по выбору вариативной части учебного плана.

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

В результате освоения дисциплины формируются следующие компетенции:

Шифр компетенции	Расшифровка приобретаемой компетенции
ПК-10 (профессиональные компетенции)	владеет современными компьютерными технологиями, применяемыми при обработке результатов научных экспериментов и сборе, обработке, хранении и передачи информации при проведении самостоятельных научных исследований, свободно владеет ими при проведении самостоятельных научных исследований;
ПК-11 (профессиональные компетенции)	знает основы теории фундаментальных разделов химии (прежде всего неорганической, аналитической, органической, физической, химии высокомолекулярных соединений, химии биологических объектов, химической технологии);
ПК-12 (профессиональные компетенции)	умеет применять основные законы химии при обсуждении полученных результатов, в том числе с привлечением информационных баз данных;
ПК-13 (профессиональные компетенции)	владеет навыками химического эксперимента, основными синтетическими и аналитическими методами получения и исследования химических веществ и реакций;
ПК-15 (профессиональные компетенции)	владеет методами регистрации и обработки результатов химических экспериментов;
ПК-16 (профессиональные компетенции)	понимает необходимость безопасного обращения с химическими материалами с учетом их физических и химических свойств, способен проводить оценку возможных рисков;
ПК-17 (профессиональные компетенции)	способен на научной основе организовать свой труд, самостоятельно оценить результаты своей деятельности владеет навыками самостоятельной работы, в том числе в сфере проведения научных исследований;
ПК-18 (профессиональные компетенции)	умеет анализировать научную литературу с целью выбора направления и методов, применяемых в исследовании по теме дипломной работы, способен самостоятельно составлять план исследования;
ПК-19 (профессиональные компетенции)	способен анализировать полученные результаты, делать необходимые выводы и формулировать предложения;
ПК-2 (профессиональные компетенции)	понимает роль естественных наук (химии в том числе) в выработке научного мировоззрения;
ПК-20 (профессиональные компетенции)	имеет опыт профессионального участия в научных дискуссиях, умеет представлять полученные в исследованиях результаты в виде отчетов и научных публикаций (стендовые доклады, рефераты и статьи в периодической научной печати);
ПК-21 (профессиональные компетенции)	способен определять и анализировать проблемы, планировать стратегию их решения;
ПК-22 (профессиональные компетенции)	владеет основами делового общения, имеет навыки межличностных отношений и способен работать в научном коллективе;

Шифр компетенции	Расшифровка приобретаемой компетенции
ПК-5 (профессиональные компетенции)	знает основные этапы и закономерности развития химической науки, имеет представления о системе фундаментальных химических понятий и методологических аспектов химии, форм и методов научного познания, их роли в общеобразовательной профессиональной подготовке химиков;
ПК-9 (профессиональные компетенции)	

В результате освоения дисциплины студент:

1. должен знать:

Знать: общие закономерности протекания химических реакций в растворах и твердой фазе, основы химической термодинамики и кинетики.

2. должен уметь:

Уметь: применять теоретические знания о строении, изменении состава и реакционной способности реагирующих веществ для предсказания особенностей протекания реакций, состава, строения и свойств продуктов; пользоваться Периодической системой.

3. должен владеть:

Владеть навыками химического эксперимента с учетом правил техники безопасности при использовании химических реактивов, анализа результатов опытов и формулирования обоснованных выводов.

Владение основными законами общей химии, готовность интерпрепировать 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 17 зачетных(ые) единиц(ы) 612 часа(ов).

Форма промежуточного контроля дисциплины зачет и экзамен в 1 семестре; зачет и экзамен во 2 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. Тема: Введение в общий курс дисциплины "Неорганическая химия" (НХ). Доквантовые теории строения атома.	1	1	4	0	6	домашнее задание
2.	Тема 2. Тема: Квантово-химическое описание строения атома. Строение электронных оболочек. Периодические свойства атомов	1	2	4	0	6	домашнее задание
3.	Тема 3. Тема: Периодические свойства соединений. Введение в современные теории химической связи.	1	3	4	0	6	письменная работа
4.	Тема 4. Тема: Метод валентных связей. Метод молекулярных орбиталей.	1	4	4	0	6	домашнее задание
5.	Тема 5. Тема: Межмолекулярные взаимодействия. Агрегатные состояния вещества. Твердое состояние вещества	1	5	4	0	6	письменная работа контрольная работа
6.	Тема 6. Тема: Химическая термодинамика	1	6	4	0	6	письменная работа
7.	Тема 7. Тема: Химическое равновесие. Кинетика химических реакций	1	7	4	0	6	домашнее задание
8.	Тема 8. Тема: Жидкое состояние вещества. Общие свойства растворов.	1	8	4	0	6	домашнее задание
9.	Тема 9. Тема: Коллигативные свойства растворов. Сильные и слабые электролиты.	1	9	4	0	6	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	
10.	Тема 10. Тема: Теории кислот и оснований. Реакции в растворах	1	10	4	0	6	домашнее задание
11.	Тема 11. Тема: Комплексные соединения. Термодинамика и кинетика реакций с участием комплексных соединений	1	11	4	0	6	контрольная работа
12.	Тема 12. Тема: Теории строения комплексных соединений. Окислительно-восстановительные реакции (Основные понятия).	1	12	4	0	7	домашнее задание
13.	Тема 13. Тема: Электродные потенциалы. Химические источники тока.	1	13	4	0	7	домашнее задание
14.	Тема 14. Тема: Электролиз. Коррозия. Периодический закон и общие закономерности изменения свойств соединений	1	14	4	0	7	домашнее задание
15.	Тема 15. Тема: Галогены и их соединения	1	15	4	0	7	домашнее задание
16.	Тема 16. Тема: Кислород и его соединения. Халькогены и их соединения	1	17	4	0	7	домашнее задание
17.	Тема 17. Тема: Азот и его соединения. Пниктогены и их соединения	1	18	4	0	7	письменная работа
18.	Тема 18. Тема: Водород и его соединения. Углерод, кремний, германий и их соединения.	1	18	4	0	6	контрольная работа

N	Раздел Дисциплины/ Модуля	Семестр	Неделя семестра	Виды и часы аудиторной работы, их трудоемкость (в часах)			Текущие формы контроля
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы	
19.	Тема 19. Тема: Металлы в периодической системе. Металлическая связь. Зонная теория металлических кристаллов.	2	1	2	0	6	домашнее задание
20.	Тема 20. Тема: Физико-химический анализ. Разбор конкретной ситуации: ?Построение диаграмм плавкости двухкомпонентных систем?.	2	2	2	0	6	домашнее задание
21.	Тема 21. Тема:Щелочные и щелочноземельные металлы.	2	3	2	0	6	домашнее задание
22.	Тема 22. Тема: Химия d-элементов. Общие закономерности. Степени окисления. Комплексообразование.	2	4	2	0	6	домашнее задание
23.	Тема 23. Тема: Скандий, иттрий, лантан. Редкоземельные элементы.	2	5	2	0	6	домашнее задание
24.	Тема 24. Тема: Титан, цирконий, гафний и их соединения. Аква- и гидроксокомплексы.	2	6	2	0	6	письменная работа
25.	Тема 25. Тема: Ванадий, ниобий, тантал. Изополисоединения ванадия: зависимость состава от pH. Сопоставление редокс-свойств.	2	7	2	0	6	письменная работа
26.	Тема 26. Тема: Хром, молибден, вольфрам. Оксиды, гидроксиды, кислоты. Комплексные соединения хрома (Ш).	2	8	2	0	6	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	
27.	Тема 27. Тема: Марганец, технеций, рений. Сойства соединений марганца с различными степенями окисления. Зависимость потенциала от pH.	2	9	2	0	7	домашнее задание
28.	Тема 28. Тема: Железо, кобальт, никель. Комплексные соединения: устойчивость, энергетические диаграммы. Роль в биологических процессах.	2	10	2	0	7	письменная работа
29.	Тема 29. Тема: Металлы платиновой группы. Кинетическая инертность. Комплексные соединения: изомерия, эффект транс-влияния.	2	11	2	0	6	домашнее задание
30.	Тема 30. Тема: Медь, серебро, золото. Диспропорционирование соединений M(I). Соединения меди (П). Формы координационного полиэдра.	2	12	2	0	6	письменная работа
31.	Тема 31. Разбор конкретной ситуации: ?Расщепление d-уровня кристаллическим полем разной симметрии?.	2	13	2	0	6	домашнее задание
32.	Тема 32. Тема: Химия f-элементов. Семейство лантанидов. Лантанидное сжатие. Семейство актинидов. Трансурановые элементы.	2	14	2	0	6	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	
33.	Тема 33. Тема: Галлий, индий, таллий. Постпереходные металлы. Вторичная периодичность.	2	15	2	0	6	домашнее задание
34.	Тема 34. Тема: Бор и алюминий. Гидриды, оксиды, гидроксиды. Борная кислота	2	16	2	0	6	домашнее задание
35.	Тема 35. Тема: Инертные газы. Фториды ксенона и криптона. Трехцентровые орбитали	2	17	2	0	6	контрольная работа
.	Тема . Итоговая форма контроля	1		0	0	0	экзамен зачет
.	Тема . Итоговая форма контроля	2		0	0	0	экзамен зачет
	Итого			106	0	218	

4.2 Содержание дисциплины

Тема 1. Тема: Введение в общий курс дисциплины "Неорганическая химия" (НХ). Доквантовые теории строения атома.

лекционное занятие (4 часа(ов)):

Основные понятия химии. Атом. Молекула. Химический элемент. Изотопный состав химических элементов. Простое и сложное вещество. Химический эквивалент. Агрегатное состояние вещества. Характерные особенности различных агрегатных состояний вещества. Температурные условия их существования. Понятие о стандартных условиях. Основные типы структур неорганических соединений. Вещества с молекулярной и немолекулярной структурой. Атомные, ионные, металлические решетки. Полимерное строение вещества. Кристаллическое и аморфное состояние вещества. Графические формулы и их применимость к веществам с различной структурой. Основные стехиометрические законы, их современная трактовка. Применимость стехиометрических законов к веществам с молекулярной и немолекулярной структурой. Нестехиометрические соединения. Факторы, определяющие возможность существования нестехиометрических соединений. Нестехиометрические соединения: оксиды и сульфиды металлов, интерметаллические соединения, фазы внедрения.

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Классы неорганическихъ соединений (кислоты, основания, соли, оксиды)

Тема 2. Тема: Квантово-химическое описание строения атома. Строение электронных оболочек. Периодические свойства атомов

лекционное занятие (4 часа(ов)):

История развития представлений о строении атома. Теория Бора. Волновая теория строения атома. Двойственная природа электрона. Принцип неопределенности. Понятие об электронном облаке. Электронная плотность. Радиальное распределение электронной плотности около ядра атома водорода в основном и возбужденном состояниях. Понятие о радиусе атома. Квантовые числа как характеристики состояния электрона в атоме. Понятия: энергетический уровень, подуровень, электронный слой, электронная оболочка, атомная орбиталь (АО). Принцип Паули и емкость электронных оболочек. Правило Хунда и порядок заполнения атомных орбиталей. Строение электронных оболочек атомов элементов. Понятие об эффективном заряде ядра атома. Экранирование заряда электронами.

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Окислительно-восстановительные реакции. Определение эквивалентных масс.

Тема 3. Тема: Периодические свойства соединений. Введение в современные теории химической связи.

лекционное занятие (4 часа(ов)):

Периодичность свойств атомов. Радиусы атомов и ионов. Орбитальные и эффективные радиусы. Ковалентные, ван-дер ваальсовые, металлические и ионные радиусы. Изменение атомных и ионных радиусов по периодам и группам. Эффекты сжатия. Ионизационные потенциалы. Факторы, определяющие величину ионизационного потенциала. Изменение величин ионизационных потенциалов и радиусов по периодам и группам. Сродство к электрону. Факторы, определяющие величину сродства к электрону. Изменение величин сродства к электрону по периодам и группам. Понятие об электроотрицательности элементов. Различная трактовка электроотрицательности. Шкала Полинга. Недостатки концепции электроотрицательности. Изменение величин электроотрицательности элементов по периодам и группам. Периодичность химических свойств элементов, простых веществ и химических соединений. Изменение валентности по периодам и группам. Изменение свойств элементов по периодам и группам в зависимости от структуры внешних и предвнешних электронных оболочек и радиусов атомов. Изменение химической активности металлов и неметаллов по периодам и группам. Изменение кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов по периодам и группам.Основные особенности химического взаимодействия (химической связи) и механизм образования химической связи. Насыщаемость и направленность химической связи. Квантовомеханическая трактовка механизма образования связи в молекуле водорода. Основные типы химической связи: ковалентная (неполярная и полярная), ионная, металлическая. Основные положения теории валентных связей (ВС). Особенности образования связей по донорно-акцепторному механизму. Многоцентровая связь. Валентность химических элементов. История развития понятия валентности. Различные трактовки понятия валентности в современной химии. Валентность с позиции теории ВС.

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Определение эквивалентных масс металлов.

Тема 4. Тема: Метод валентных связей. Метод молекулярных орбиталей.

лекционное занятие (4 часа(ов)):

Количественные характеристики химических связей. Порядок связи. Энергия связи. Длина связи. Валентный угол. Степень ионности связи. Эффективные заряды химически связанных атомов и степень ионности связи. Дипольный момент связи. Степень ионности связи как функция разности электроотрицательности взаимодействующих атомов. Дипольный момент многоатомной молекулы. Факторы, определяющие величину дипольного момента многоатомной молекулы. Концепция гибридизации атомных орбиталей и пространственное строение молекул и ионов. Концепция поляризации ионов. Трактовка полярных связей согласно концепции поляризации ионов. Локализованные и делокализованные связи. Трех- и многоцентровые связи. Теория молекулярных орбиталей (МО). Основные положения теории МО. Энергетическая диаграмма. Связывающие и разрыхляющие МО. Энергетические диаграммы МО двухатомных молекул элементов 2-го периода. . Относительная устойчивость двухатомных молекул и соответствующих молекулярных ионов. Сравнение теорий ВС и МО.

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Определение эквивалентных масс металлов по реакции вытеснения металлом водорода из кислоты.

Тема 5. Тема: Межмолекулярные взаимодействия. Агрегатные состояния вещества. Твердое состояние вещества

лекционное занятие (4 часа(ов)):

Силы ван-дер-Ваальса. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействия. Факторы, определяющие энергию межмолекулярного взаимодействия. Энергия межмолекулярного взаимодействия в сравнении с энергией химического взаимодействия. Водородная связь. Природа водородной связи, ее количественные характеристики. Меж- и внутримолекулярная водородная связь. Водородная связь между молекулами фтороводорода, воды, аммиака. Соединения включения. Клатратные соединения. Кристаллическое состояние вещества. Деление кристаллов по типу связи: атомные (ковалентные), ионные, металлические, молекулярные. Факторы, определяющие температуру плавления ионных, атомных и молекулярных кристаллов. Зависимость физических свойств веществ с молекулярной структурой от характера межмолекулярного взаимодействия. Температуры плавления и кипения в рядах веществ сходного состава, образованных элементами одной подгруппы. Теплоты фазовых переходов. Влияние водородной связи на физические свойства веществ с молекулярной структурой. Общие особенности физических свойств молекулярных кристаллов в сравнении с ионными и атомными кристаллами.

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Определение теплоты нейтрализации реакции взаимодействия сильного основания с сильной кислотой. Контрольная работа

Тема 6. Тема: Химическая термодинамика

лекционное занятие (4 часа(ов)):

Основные задачи химической термодинамики и химической кинетики. Определение принципиальной возможности и полноты протекания химической реакции. Возможности практического осуществления химической реакции. Химическая система. Внутренняя энергия системы. Изменение внутренней энергии в ходе химических превращений. Понятие об энтальпии. Соотношение энтальпии и внутренней энергии системы. Изменение энтальпии в ходе химического превращения. Стандартная энтальпия образования веществ. Закон Гесса. Влияние температуры на величину изменения энтальпии реакции. Изменение энтальпии и направление протекания реакции. Понятие об энтропии. Стандартная энтропия вещества. Влияние температуры на величину энтропии. Изменение энтропии системы при фазовых превращениях и при протекании химических реакций. Изменение энтропии и направление протекания реакции. Понятие об энергии Гиббса. Соотношение изменения энергии Гиббса и изменений энтальпии и энтропии системы. Стандартная энергия Гиббса образования вещества. Изменение энергии Гиббса химической реакции. Соотношение величин изменения энергии Гиббса и константы равновесия. Изменение энергии Гиббса и направление протекания реакции. Возможность оценки направления и полноты протекания реакции по величине и знаку изменения энергии Гиббса. Роль энтальпийного, энтропийного факторов и температуры в оценке возможности и полноты протекания реакций при разных температурах. Энергия Гиббса образования вещества и его термодинамическая устойчивость. Термодинамически устойчивые и неустойчивые вещества. Термодинамическая устойчивость веществ и их реакционная способность. Влияние кинетических факторов на реакционную способность веществ. Электро-, фото-, радиационно-, плазмохимические реакции и возможность получения термодинамически неустойчивых веществ.

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Определение энтальпии растворения солей

Тема 7. Тема: Химическое равновесие. Кинетика химических реакций

лекционное занятие (4 часа(ов)):

Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Сдвиг химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Гомогенные и гетерогенные реакции. Понятие о скорости химической реакции. Закон действия масс. Факторы, определяющие скорость химической реакции. Константа скорости химической реакции. Многостадийные реакции. Порядок и молекулярность реакций. Многостадийные процессы и закон действия масс. Влияние температуры на скорость химической реакции. Температурный коэффициент скорости. Энергия активации. Факторы, определяющие величину энергии активации. Энергия активации и скорость реакции. Переходное состояние или активированный комплекс. Уравнение Аррениуса. Влияние катализаторов на скорость химической реакции. Гомогенные и гетерогенные каталитические реакции. Промежуточные стадии в гомогенных и гетерогенных каталитических реакциях. Активные центры твердых катализаторов. Адсорбция физическая и химическая. Природа адсорбционных сил. Каталитические яды. Ингибиторы. Цепные химические реакции. Природа активных частиц. Основные стадии протекания цепных реакций. Неразветвленные и разветвленные цепные реакции на примере реакций образования хлороводорода и воды.

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Зависимость скорости реакции от температуры.

Тема 8. Тема: Жидкое состояние вещества. Общие свойства растворов.

лекционное занятие (4 часа(ов)):

Растворение как физико-химический процесс. Изменение энтальпии и энтропии при растворении веществ. Сольватация. Сольваты. Особые свойства воды как растворителя. Гидраты. Кристаллогидраты. Растворимость веществ. Растворение твердых, жидких и газообразных веществ. Влияние температуры, давления и природы веществ на их взаимную растворимость. Способы выражения состава растворов: массовая доля, молярность, нормальность, моляльность, мольная доля. Электролитическая диссоциация. Влияние природы вещества на его способность к электролитической диссоциации в водном растворе. Механизм диссоциации. Гидратация ионов в растворе. Основания и кислоты с точки зрения теории электролитической диссоциации. Ион гидроксония. Амфотерные гидроксиды. Двоякая трактовка амфотерности гидроксидов металлов. Кислотно-основной характер диссоциации гидроксидов в зависимости от положения элементов в периодической системе. Диссоциация средних, кислых и основных солей.

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Влияние температуры на химическое равновесие. Влияние концентрации веществ (реагентов и продуктов реакции) на химическое равновесие.

Тема 9. Тема: Коллигативные свойства растворов. Сильные и слабые электролиты.

лекционное занятие (4 часа(ов)):

Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации электролитов. Факторы, определяющие степень диссоциации. Основные представления теории сильных электролитов. Истинная и кажущаяся степени диссоциации в растворах сильных электролитов. Концентрация ионов в растворе и активность. Равновесие в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации. Факторы, влияющие на величину константы диссоциации. Связь константы диссоциации со степенью диссоциации. Закон разбавления. Теория кислот и оснований Бренстеда. Ее основные положения.

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Определение температуры замерзания раствора. Приготовление растворов заданной концентрации. Определение константы диссоциации слабого электоролита.

Тема 10. Тема: Теории кислот и оснований. Реакции в растворах

лекционное занятие (4 часа(ов)):

Диссоциация воды. Константа диссоциации. Ионное произведение. Влияние температуры на диссоциацию воды. Водородный показатель. Понятие о буферных растворах. Труднорастворимые электролиты. Равновесие между осадком и насыщенным раствором. Произведение растворимости. Влияние одноименных ионов на растворимость веществ. Перевод труднорастворимых осадков в растворимое состояние. Влияние pH раствора на образование труднорастворимого вещества. Обменные реакции между ионами в растворе. Общие условия протекания реакции обмена в растворах электролитов. Ионные уравнения. Гидролиз солей. Гидролиз солей по катиону и по аниону. Механизм гидролиза. Молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей. Четыре типа солей в зависимости от гидролизуемости составляющих их ионов. Влияние природы, заряда и радиуса ионов на их гидролизуемость. Степень гидролиза. Константа гидролиза. Влияние концентрации раствора, температуры, pH среды на степень гидролиза.Гидролиз кислых солей. Гидролиз труднорастворимых солей. Совместный гидролиз солей. Полимеризация и поликонденсация продуктов гидролиза многозарядных ионов. Условия подавления гидролиза. Общие принципы получения легкогидролизующихся солей, их очистки и сушки. Неводные растворы. жидкие аммиак, фтороводород и другие растворители. Растворимость вещества в неводных растворителях. Возможность диссоциации веществ в неводных растворах.

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Определение константы и степени гидролиза соли. Необратимый гидролиз.

Тема 11. Тема: Комплексные соединения. Термодинамика и кинетика реакций с участием комплексных соединений

лекционное занятие (4 часа(ов)):

КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ Координационная ненасыщенность атомов и возможность образования комплексных (координационных соединений). Состав комплексных соединений. Координационная теория Вернера. Внешняя и внутренняя координационные сферы. Катионные, анионные и нейтральные комплексы. Номенклатура комплексных соединений. Типичные комплексообразователи. Факторы, определяющие способность атомов и ионов выступать в качестве комплексообразователя. Координационное число комплексообразователя. Изменение координационных чисел атомов элементов по группам периодической системы. Положение элементов-типичных комплексообразователей в периодической системе. Типичные лиганды. Факторы, определяющие способность молекул и ионов выступать в качестве лигандов. Моно и полидентатные лиганды. Амбидентатные лиганды. Хелаты. Хелатный эффект. Химическая связь в комплексных соединениях и особенности их строения. Пространственная конфигурация комплексных ионов. Метод ВС в применении к комплексным соединениям. Гибридизация атомных орбиталей комплексообразователя и пространственная конфигурация (геометрия) комплексного иона в зависимости от значения координационного числа. Карбонилы металлов. Основные положения теории кристаллического поля. Октаэдрическое и тетраэдрическое поле лигандов. Параметр расщепления. Понятие о высоко- и низкоспиновых комплексах. Спектрохимический ряд лигандов. Магнитные свойства комплексов. Внешне- и внутриорбитальные комплексы. Общее представление об описании химической связи в комплексных соединениях методом МО. Виды изомерии комплексных соединений. Эффект транс-влияния. Термодинамические и кинетические свойства комплексов. Инертные и лабильные комплексы. Диссоциация комплексных ионов в растворе. Константа нестойкости, константа устойчивости. Факторы, определяющие устойчивость комплексных ионов в растворе. Особенности диссоциации двойных солей.

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Получение комплексных соединений (комплексный катион, комплексный анион, сверхкомплексные соединения). Контрольная работа

Тема 12. Тема: Теории строения комплексных соединений. Окислительно-восстановительные реакции (Основные понятия).

лекционное занятие (4 часа(ов)):

Окислители и восстановители. Основные типы окислительно-восстановительных реакций: межмолекулярного и внутримолекулярного окисления-восстановления, диспропорционирования, компропорционирования. Окислительно-восстановительные системы. Изображение окислительно-восстановительных систем методом полуреакций. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций и расстановка коэффициентов методом электронного баланса и методом полуреакций. Окислительно-восстановительные (электродные) потенциалы как количественная характеристика окислительно-восстановительных систем. Природа скачка потенциала на границе раздела фаз. Водородный электрод как электрод сравнения. Стандартные электродные потенциалы и способы их определения. Зависимость между величинами окислительно-восстановительных потенциалов систем и изменением энергии Гиббса. Использование стандартных потенциалов для оценки возможности протекания окислительно-восстановительных реакций. Электродные потенциалы металлов. Стандартные электродные потенциалы и электрохимический ряд напряжений металлов. Положение металлов в ряду напряжений и возможность их взаимодействия с водой, водными растворами кислот и щелочей, солями других металлов. Активность металлов в зависимости от их положения в ряду напряжений и в периодической системе. Подбор окислителей и восстановителей с учетом стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Диаграммы Латимера и Фроста.

лабораторная работа (7 часа(ов)):

Окислительно-восстановительные реакции с участием комплексных соединений.

Тема 13. Тема: Электродные потенциалы. Химические источники тока.

лекционное занятие (4 часа(ов)):

Зависимость величины электродного потенциала от концентрации ионов в растворе, pH, температуры, комплексообразования. Уравнение Нернста. Окислительно-восстановительные свойства воды. Устойчивость окислительно-восстановительных систем в водных растворах. Понятие о гальванических элементах.

лабораторная работа (7 часа(ов)):

Электролиз растворов солей.

Тема 14. Тема: Электролиз. Коррозия. Периодический закон и общие закономерности изменения свойств соединений

лекционное занятие (4 часа(ов)):

Коррозия металлов и сплавов как электрохимический процесс. Методы защиты от коррозии. Окислительно-восстановительные процессы с участием электрического тока. Электрический ток как сильный окисляющий и восстанавливающий агент. Схемы процессов на электродах (инертных и активных) при электролизе расплавов солей и водных растворов солей, кислот и оснований. Выделение на катоде водорода, металлов. Окисление на аноде простых и сложных анионов. Контрольная работа

лабораторная работа (7 часа(ов)):

Работы по 7 группе элементов (галогены)

Тема 15. Тема: Галогены и их соединения

лекционное занятие (4 часа(ов)):

Общая характеристика элементов. Строение атомов. Изменение по группе атомных радиусов, ионизационных потенциалов, сродства к электрону и электроотрицательности элементов. Валентность и степени окисления атомов. Изменение по группе устойчивости соединений в высшей степени окисления атомов. Характер химических связей в соединениях. Признаки металличности у иода. Особенности фтора. Физические свойства простых веществ. Изменение температур плавления и кипения в ряду фтор-астат. Химические свойства простых веществ. Изменение энергии связи в молекулах галогенов по группе и реакционная способность галогенов. Отношение к воде, щелочам, металлам и неметаллам. Токсичность галогенов. Меры предосторожности при работе с галогенами. Формы нахождения галогенов в природе. Общий принцип получения свободных галогенов. Применение. Галогеноводороды. Устойчивость молекул. Характер химических связей в молекулах. Ассоциация молекул фтороводорода. Физические свойства галогеноводородов. Изменение температур плавления и кипения в ряду фтороводород-иодоводород. Химические свойства. Реакционная способность. Восстановительные и кислотные свойства. Особенности фтороводородной кислоты. Общие принципы получения галогеноводородов. Промышленное получение соляной кислоты. Применение соляной и плавиковой кислот. Галогениды. Галогениды основные, амфотерные, кислотные. Полимерные галогениды. Свойства. Особенности гидролиза галогенидов разных типов. Гидрофториды. Оксиды фтора, хлора (1, 4, 7), брома(1), йода(5). Свойства. Кислородсодержащие кислоты хлора брома, йода. Строение молекул. Сравнительная устойчивость. Окислительные и кислотные свойства. Общие принципы получения. Соли кислородсодержащих кислот галогенов. Окислительные свойства. Сравнительная устойчивость солей и кислот. Применение гипохлоритов, хлоратов, перхлоратов. Окисляющие, горючие и взрывчатые смеси на основе хлората и перхлората калия. Межгалогенные соединения (интергалогениды). Фториды хлора (1,3,5), брома (1,3,5,), йода (1,3,5,7). Хлориды брома (1), йода (1,3). Сравнительная устойчивость фторидов и хлоридов. Строение, получение, реакционная способность. Фторирующие агенты.

лабораторная работа (7 часа(ов)):

Работы по 7 группе элементов (галогены)

Тема 16. Тема: Кислород и его соединения. Халькогены и их соединения

лекционное занятие (4 часа(ов)):

Простые вещества. Аллотропные модификации кислорода. Химическая связь в молекуле кислорода с позиций теории ВС и МО. Строение молекулы озона. Полиморфные модификации серы. Условия существования двухатомных молекул. Изменение неметаллических и металлических свойств простых веществ. Полупроводниковые свойства селена. Химические свойства простых веществ. Окислительно-восстановительные свойства. Отношение простых веществ к металлам и неметаллам, воде, кислотам и щелочам. Формы нахождения элементов в природе. Принципы получения кислорода и озона. Применение простых веществ. Гидриды Н2Э. Строение молекул. Термодинамическая Устойчивость. Физические свойства. Изменение температур плавления и кипения в ряду вода-теллуроводород. Химические свойства. Восстановительные и кислотные свойства в ряду вода- теллуроводород. Сероводород. Свойства. Токсичность халькогеноводородов. Общие принципы их получения. Халькогениды. Средние и кислые халькогениды. Гидролиз. Общие принципы получения. Применение. Халькогениды как полупроводниковые материалы. Пероксид водорода. Строение молекулы. Получение. Устойчивость. Окислительно-восстановительные свойства в различных средах. Применение. Гидриды серы HnSn. Строение молекул. Устойчивость. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Полисульфиды. Сравнительная устойчивость полисульфидов и соответствующих им кислот. Оксиды. Оксиды элементов (4,6). Особенности строения. Отношение оксидов к воде, кислотам и щелочам. Окислительно-восстановительные свойства. Принципы получения. Применение сернистого газа и влияние его на окружающую среду. Сернистая, селенистая и теллуристая кислоты. Строение молекул и анионов кислот. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства в ряду сернистая-теллуристая кислоты. Соли. Сульфиты средние и кислые. Гидролиз солей. Окислительно-восстановительные свойства. Получение. Серная, селеновая и теллуровая кислоты. Строение молекул и анионов кислот. Кислотные и окислительные свойства в ряду серная теллуровая кислоты. Свойства разбавленной и концентрированной серной кислоты. Гидраты серной кислоты. Полисерные кислоты. Олеум. Промышленные методы получения серной кислоты. Термодинамическая характеристика реакции окисления сернистого газа. Применение серной кислоты в промышленности. Сульфаты. Гидросульфаты. Дисульфаты (пиросульфаты). Селенаты. Теллураты. Тиокислоты и их соли. Тиосульфаты. Строение тиосульфат-иона. Восстановительные свойства тиосульфата натрия. Применение тиосульфата натрия. Политионовые кислоты и их соли. Гидросернистая кислота. Строение их молекул. Относительная устойчивость и окислительно-восстановительные свойства кислот и их солей. Пероксокислоты серы и их соли. Пероксомоносерная и пероксодисерная кислоты. Строение их молекул. Пероксосульфаты. Электросинтез пероксокислот и солей. Их окислительно-восстановительные своства. Галогениды серы. Сравнительная устойчивость. Свойства. Оксохлориды серы. Оксохлорид серы. Диоксохлорид серы. Строение молекул. Гидролиз. Сравнительная устойчивость различных оксогалогенидов серы, селена, теллура.

лабораторная работа (7 часа(ов)):

Работы по 6 группе элементов (халькогены)

Тема 17. Тема: Азот и его соединения. Пниктогены и их соединения

лекционное занятие (4 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 оксо-кислоты фосфора, их соли. Фосфор-ные удобрения, Биологическая роль азота и фосфора. Мышьяк, сурьма и висмут, их свойства и соединения.

лабораторная работа (7 часа(ов)):

Работы по 5 группе элементов (пниктогены) Контрольная работа

Тема 18. Тема: Водород и его соединения. Углерод, кремний, германий и их соединения.

лекционное занятие (4 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. Гид-раты и кристаллогидраты. Диаграмма состояния воды. Свойства воды. Природные воды. Очистка воды. Строение атомов, валентности, нахождение в природе, аллотропия. Углерод, его свойства. Карбиды. Оксиды углерода. Угольная кислота и ее соли. Кремний, его свойства. Кремниевые кислоты, силикаты, их строение. Германий, олово, свинец, их свойства и соединения.

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Работы по 4 группе элементов (углерод, кремний, германий)

Тема 19. Тема: Металлы в периодической системе. Металлическая связь. Зонная теория металлических кристаллов.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Общая характеристика металлов. Все металлы в компактном состоянии обладают рядом общих физических свойств: 1.Металлический блеск. 2.Высокая отражательная способность. 3.Непрозрачны (даже в очень тонких пленках). 4.Обладают плотной структурой (в единице объема содержится большое число атомов. 5.Металлы пластичны (кроме сурьмы и олова). 6.Характеризуются высокими тепло- и электропроводностью. Нахождение в природе. Металлы с высоким ионизационным потенциалом (ИП) находятся как в виде соединений, так и в свободном состоянии (золото). Щелочные и щелочноземельные металлы ? в виде солей. Титан, марганец, хром, железо, медь, цирконий, торий, алюминий ? в виде оксидов. Ртуть, кадмий, цинк, олово, сурьма, висмут, никель, кобальт,железо ? в виде сульфидов. Способы обогащения руд (сепарация по удельной массе, магнитная сепарация, флотация). Способы получения металлов (пирометаллургический, металлотермия, гидрометаллургия, электрометаллургия, порошковая металлургия). Способы получения металлов особой чистоты (перегонка в вакууме, зонная плавка, термическое разложение летучих соединений).

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Изучение свойств металлов

Тема 20. Тема: Физико-химический анализ. Разбор конкретной ситуации: ?Построение диаграмм плавкости двухкомпонентных систем?.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Металлическая связь. Большинство металлов имеет кристаллическое строение, отличающееся от неметаллов большим числом соседей в кристаллической решетке (медь и цинк имеют по 12 соседей, а железо ? 14). Поэтому происходит делокализация имеющихся электронов. Для описания металлической связи используют представления о зонной структуре твердого тела. Ранее химическую связь в металлах пытались объяснить образованием ?электронного газа?. Согласно зонной теории в образовании металлической связи принимают участие внешние валентные электроны. Объяснение строят с позиций метода МО. Совокупность занятых валентными электронами уровней называют валентной зоной (ВЗ). Остальные уровни составляют зону проводимости (ЗП).В сумме эти зоны составляют разрешенную зону (РЗ). ВЗ и ЗП могут перекрываться, могут быть разделены запрещенной зоной. Их взаимное расположение объясняет деление твердых тел на диэлектрики, полупроводники и металлы. Электронно-дырочная проводимость. Для каждого полупроводника существует определенная температура наступления собственной проводимости. Физико-химический анализ (ФХА). Сущность ФХА состоит в изучении какого-либо физического свойства системы как функции состава или внешних условий. Термины и понятия ФХА (гомогенные системы, гетерогенные системы, фаза, число степеней свободы, эвтектика). Правило фаз Гиббса. Типы диаграмм: 1. Диаграмма состояния двухкомпонентной системы с эвтектикой (компоненты неограниченно растворимы в жидком состоянии и нерастворимы в твердом). 2. Диаграмма с взаимной неограниченной растворимостью в твердом состоянии (это изоморфные вещества, кристаллизующиеся в одинаковых формах). Твердые растворы (замещения и внедрения). 3. Диаграмма в случае образования химического (интерметаллического) соединения. Лекция 3. Принципы непрерывности и соответствия Н.С.Курнакова. Металлохимия. Типы металлов: 1. Металлы взаимно растворяются в жидком состоянии, а в твердом образуют эвтектику. 2. Металлы не взаимодействуют друг с другом ни в жидком, ни в твердом состояниях. 3. Металлы образуют друг с другом жидкие и твердые растворы любого состава. 4. Металлы образуют между собой одно или несколько металлических соединений. Металлические растворы. Образование энергетических зон возможно лишь при условии энергентического и пространственного соответствия перекрывающихся орбтталей. Поэтому растворимость в металлах зависит не только от числа валентных электронов, но и от их типа и энергетического состояния. Коррозия металлов. Различают химическую (действие сухих газов, сероводорода, диоксида серы) и электрохимическую (разрушение металла за счет неоднородности в присутствии электролита) коррозию. Электрохимическое разрушение металла состоит из трех стадий: 1. Анодный процесс (переход металла в раствор под влиянием гидратации). 2. Переход электрона от анода к катоду. 3. Катодный процесс ? связывание электрона деполяризатором (протоном или молекулой кислорода). Защита от коррозии. Классификация металлов в зависимости от их активности.

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Построение диаграмм плавкости по кривым охлаждения

Тема 21. Тема:Щелочные и щелочноземельные металлы.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Химия s-элементов. Одинаковое строение не только наружного, но и предпоследнего электронного слоя (кроме лития), обуславливает большое сходство свойств. Химическая активность щелочных металлов (ЩМ) не имеет равных. ЩМ обладают низким поляризующим действием. ЩМ образуют растворимые в воде соли. Труднорастворимыми являются оксохлораты, хлороплатинаты и нитрокобальтаты калия, рубидия и цезия. Щелочноземельные металлы (ЩЗМ). Также как и в случае ЩМ потенциалы ионизации (ПИ) ЩЗМ уменьшаются сверху вниз в ПС. При этом увеличиваются металлические свойства. Бериллий и магний отличаются от других ЩЗМ. Проявляется диагональное сходство бериллия с алюминием, а магния с литием. Амфотерность бериллия. ?Бериллиевые? лучи. В соответствии с геохимическим правилом Менделеева легкие ШЗМ распространены в земной коре больше (кальций, магний), чем тяжелые (стронций, барий). Оксиды ЩЗМ. Их состав МО. Получают сжиганием ЩЗМ в кислороде или термолизом их гидроксидов. При переходе от бериллия к барию увеличивается сила оснований. Гидроксиды кальция, стронция и бария являются сильными основаниями. Гидроксид магния ? основание средней силы. Гидроксид бериллия ? амфотерное основание. Причина амфотерности ? способность к комплексообразованию (гидрооксокомплексы). Соли бериллия гидролизуются. Понижение энергии гидратации в ряду бериллий ? барий приводит к тому, что в случае кальция, стронция и бария образуются безводные сульфаты. Соли однозарядных анионов, как правило, растворяются в воде достаточно хорошо, а двух- и трехзарядных анионов ? плохо. ЩЗМ (кроме бериллия) образуют комплексонаты хелатного типа, растворимые в воде

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Работы по 1 и 2 группе s-элементов

Тема 22. Тема: Химия d-элементов. Общие закономерности. Степени окисления. Комплексообразование.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Общая характеристика переходных металлов. К переходным металлам относятся элементы, у которых d- или f-оболочки частично заполнены электронами в изолированном атоме или в каких-либо обычно встречающихся состояниях окисления. Заполнение 3d-орбиталей начинается со скандия. У хрома и у меди наблюдаются провалы. Существует эмпирическое правило: наиболее энергетически стабильными оказываются электронные конфигурации с наполовину или полностью заполненными орбиталями. Нарушения последовательности заполнения одноэлектронных орбиталей связаны с близостью для переходных элементов значений энергий орбиталей различных уровней. Определенную роль при формировании электронной конфигурации играет межэлектронное взаимодействие. Энергия межэлектронного взаимодействия может быть представлена в виде суммы двух противоположных по знаку вкладов (положительной энергии отталкивания электронов и отрицательной обменной энергии). При взаимодействии двух электронов обменная энергия равна энергии спаривания электронов с обратным знаком. Изменение величины обменной энергии не единственный фактор, влияющий на устойчивость электронной конфигурации. Но с ним связаны закономерности в изменении ПИ.

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Получение комплексных соединений d-элементов

Тема 23. Тема: Скандий, иттрий, лантан. Редкоземельные элементы.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

С ростом порядковых номеров в горизонтальных рядах переходных металлов максимальная степень окисления, отвечающая устойчивым соединениям, сначала увеличивается (за счет увеличения числа электронов), а затем уменьшается (за счет спаривания электронов). Важная особенность переходных металлов заключается в том, что переменная степень окисления связана с частично заполненным подуровнем. Набор состояний окисления более широк у переходных элементов, чем у непереходных. Магнитные свойства. Магнитный момент, связанный с движением электрона вокруг собственной оси, называется спиновым моментом. Эффективный магнитный момент атома определяется его суммарным спином. Суммарный спин атома определяется только числом неспаренных электронов. Атомы (ионы), в которых все электроны спарены (собственный момент равен нулю), называются диамагнитными. Атомы (ионы) с неспаренным электроном называются парамагнитными. При помещении таких атомов во внешнее магнитное поле их собственный магнитный момент выстраивается по полю. В этом случае частица втягивается в магнитное поле. Высокоспиновые КС чаще бывают парамагнитными, а низкоспиновые ? диамагнитными. Оптические свойства. На основании теории кристаллического поля (ТКП) можно упрощенно объяснить не толь магнитные свойства КС переходных металлов, но и их окраску. В нормальном невозбужденном состоянии электрон находится на одной из t2g-орбиталей. При затрате энергии электрон возбуждается и переходит на eg-орбиталь.

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Работы по 4 группе d- элементов

Тема 24. Тема: Титан, цирконий, гафний и их соединения. Аква- и гидроксокомплексы.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Элементы побочной подгруппы Ш В группы. В эту подгруппу входят 32 элемента: 17 редкоземельных (РЗЭ), актиний и 14 актинидов. РЗЭ ? это скандий, иттрий, лантан и 14 лантанидов. В ряду церий ? лютеций постепенно уменьшаются атомные и ионные радиусы (лантанидное сжатие). По свойствам легкие лантаниды тяготеют к лантану, а тяжелые к иттрию. Лантаниды в соответствии с этим делят на цериевую подгруппу (лантан, церий ?европий) и иттриевую подгруппу (иттрий, гадолиний-лютеций). У актинидов выделяют тоже две подгруппы: кюрия (торий-кюрий) и берклия (берклий-лоуренсий). Элементы, следующие за ураном, называют трансурановыми. Наиболее устойчивая степень окисления лантанидов 3+. Поэтому химически они похожи друг на друга. Церий может проявлять степень окисления 4+, а европий ? 2+. Особенности химии лантанидов: 1. f-Орбитали почти не участвуют в образовании химических связей (вклад около10%), так как являются внутренними. Следовательно эти элементы образуют соединения с преимущественно ионным типом связи (аналогично ЩЗМ). 2. Для f-орбиталей, как и для d-орбиталей, характерно расщепление в полях более низкой симметрии, чем сферическая. Однако так как эти орбитали лежат ниже по энергии, чем 5s-, 5p-, 6s-орбитали, энергетический выигрыш такого расщепления невелик, а эффект стабилизации кристаллическим полем незначителен.

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Получение гидроксокомплексов.

Тема 25. Тема: Ванадий, ниобий, тантал. Изополисоединения ванадия: зависимость состава от pH. Сопоставление редокс-свойств.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Подгруппа ванадия (УВ подгруппа). Вследствие лантанидного сжатия ниобий и тантал близки (их атомные и ионные радиусы равны). Наличие неспаренных электронов обуславливает высокие температуры кипения в связи с участием d-электронов в образовании дополнительно к металлической ковалентной связи между атомами в металлах. Различия в энергиях ns- и (n-1)d-орбиталей уменьшаются с ростом n, что приводит к участию в образовании связи всех валентных электронов.Для ванадия это различие существенно. Поэтому в соединениях ванадий имеет разную степень окисления (от 2+ до 5+). Для ниобия и тантала различие энергий s- и d-подуровней минимально. Поэтому реализуются степени окисления 4+ и 5+. Степень окисления 5+ обычно стабилизируется в соединениях с ковалентной связью (кислородных и галогенидах), т.е. в соединениях с наиболее электроотрицательными элементами. Металлы химически стойки: не взаимодействуют с воздухом, водой, щелочью, неокисляющими кислотами (кроме плавиковой). Растворение. Ванадий растворяется в плавиковой, азотной (при нагревании), серной (конц.) кислотах и в царской водке. Во всех случаях, кроме плавиковой кислоты, образуются соли ванадин-иона. При растворении в плавиковой кислоте получается гексафторидный КС ванадия (У). Ниобий и тантал растворяются лишь в плавиковой кислоте и ее смеси с азотной кислотой с образованием фторидных КС с координационным числом 6и 7. Валентных электронов мало (d3),поэтому ионы элементов подгруппы ванадия являются достаточно ?жесткими? по Пирсону. Поэтому наиболее термодинамически устойчивы соединения с ?жестким? кислородом. Образуются ванадиевые кислоты, ванадаты и изополиванадаты. В растворах в зависимости от pH существуют очень сложные равновесия. В сильнокислых растворах основной химической формой ванадия (У) является ванадин-ион (диоксованадий У).

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Работы по 5 группе d- элементов

Тема 26. Тема: Хром, молибден, вольфрам. Оксиды, гидроксиды, кислоты. Комплексные соединения хрома (Ш).

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Соединения хрома (Ш). Степень окисления 3+ наиболее характерна для хрома. Этой степени окисления соответствует оксид хрома (вещество очень тугоплавкое, темно-зеленого цвета, нерастворимое в воде и в кислотах). Оксид хрома Ш можно растворить при сплавлении со щелочами.Оксид хрома(Ш) имеет ярко выраженный амфотерный характер. С кислотами гидроксид хрома (Ш) образует соли. Со щелочами получаются хромиты (изумрудные соли гидрооксохромистых кислот). Растворы солей хрома (Ш) в зависимости от условий (pH, температуры, концентрации) окрашены от фиолетового до зеленого цвета (изменяется внутренняя и внешняя кординационные сферы существующих в этих условиях комплексов). Поскольку гидроксид хрома (Ш) очень слабое основание, соли хрома (Ш) в значительной степени гидролизуются. Поэтому в водных растворах солей хрома (Ш) с анионами слабых кислот не образуется. В этом случае в осадок выпадает оксид хрома (Ш). Соединения хрома (Ш) при действии сильных окислителей в щелочной среде переходят в хроматы (растворы желтлгл цвета), а в кислой среде образуют бихроматы (оранжевого цвета). Перевод соединений молибдена и вольфрама низких степеней окисления в высшие степени окисления трудностей не представляет. Они окисляются кислородом воздуха. Поликислоты. Содержат остатки одной и той же кислоты. Гетерополикислоты. Содержат остатки разных кислот. Влияние pH. Основные формы изополимолибдатов. В щелочной среде преобладает молибдат-анион. При pH = 4-5 образуется гептамолибдат, а при pH меньше 5 в растворе существует октамолибдат.

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Работы по 6 группе d- элементов

Тема 27. Тема: Марганец, технеций, рений. Сойства соединений марганца с различными степенями окисления. Зависимость потенциала от pH.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Подгруппа марганца (У11 В подгруппа). Марганец образует соединения в состояниях окисления П, Ш, 1У, У, У1, У11. Рений и технеций устойчивы в степени окисления У11. Растворение металлов. Марганец растворяется в разбавленных кислотах с выделением водорода. Рений и технеций растворяются в азотной кислоте с образованием перренатов и пертехнататов. Стабилизация степени окисления У11 сверху вниз объясняется уменьшением прочности связи валентных электронов по мере роста радиуса атома (технеция и рения). Соединения марганца (П). В сильнощелочной среде в присутствии сильных окислителей марганец (П) переходит в марганец (У1). В кислой среде марганец (П) переходит в марганец (У11). Марганец (1У). Пиролюзит (диоксид марганца) при растворении в серной кислоте восстанавливается в сульфат марганца (П). В этой степени элемента У11 В подгруппы образуют кластеры (например, рений). Марганец (У1). Соли манганаты (соответственно ренаты, технататы). Для манганатов характерны реакции диспропорционирования. При восстановлении манганатов в кислой среде получаются соли марганца (П). Если восстановление происходит в нейтральной или щелочной среде, то получается диоксид марганца (1У) или гидроксид марганца (1У). Соединения марганца (У11), технеция (У11), рения (У11). В кислой среде перманганат восстанавливается в марганец (П). В нейтральной среде при этом получается диоксид марганца (пиролюзит). В щелочной среде образуется в результате одноэлектронного перехода манганат.

лабораторная работа (7 часа(ов)):

Работы по 7 группе d- элементов

Тема 28. Тема: Железо, кобальт, никель. Комплексные соединения: устойчивость, энергетические диаграммы. Роль в биологических процессах.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

VIII В подгруппа. Подгруппа охватывает 3 периода d-элементов, которые можно классифицировать по вертикали и по горизонтали. По вертикали: триада железа (рутений, осмий), триада кобальта (родий, иридий), триада никеля (палладий, платины). По горизонтали: семейство железа (железо, кобальт, никель), семейство платины (рутения, родия, палладия, осмий, платина, иридий). Триады по вертикали имеют большее сходство по строению внешних электронных оболочек. По физическим и химическим свойствам более сходными являются элементы семейств железа и платиновых металлов. По вертикали реализуются более высокие степени окисления и растет инертность. После отрыва s-электронов следует отрыв d-электронов, которые легче будут отрываться у атомов или ионов с большим радиусом, т.е. у платиновых металлов. Этим можно качественно можно объяснить наличие высших степеней окисления у платиновых металлов. Химические свойства. Железо реакционноспособно. Легко реагирует с кислотами (разб.). В концентрированной азотной кислоте и 100%-ной серной на холоду железо пассивируется . С разбавленной азотной кислотой железо реагирует с образованием нитрата железа (Ш) и оксида азота. Взаимодействие со щелочами. В обычных условиях железо не взаимодействует. С горячим коцентрированным раствором гидроксида натрия образуется растворимый гидрооксокомплекс железа (П). Железо (П) на воздухе устойчиво в составе соли Мора. Другие соли окисляются кислородом воздуха. Гидроксид тоже. Катионные комплексы разрушаются в воде. Анионные КС более устойчивы, чем катионные. ТКП прогнозирует, что КС железа (П) с лигандами слабого поля и сильного поля должны значительно различаться по термодинамической устойчивости. Соединения железа (Ш). Соединения железа (Ш) в большей степени, чем железа (П) гидролизуется. Вода в координированной сфере многозарядных катионов является довольно сильной кислотой. В координационной сфере железа (П) вода менее сильная кислота. Из-за гидролиза растворы солей железа (Ш) имеют сильнокислую реакцию (pH = 2-3). Добавление сильных кислот подавляет гидролиз. В щелочной среде гидролиз усиливается. По способности гидролизоваться соли железа (Ш) сходны с солями хрома(Ш), алюминия(Ш), а железа (П) с магния (П). Катионные КС малоустойчивы. Анионные КС более устойчивы, чем для железа (П). При окислении железа (Ш) в щелочной среде получаются оксоферраты красно-фиолетового цвета. Они похожи на манганаты, но являются более сильными окислителями. Кобальт и никель. Эти металлы более инертны, чем железо. Не растворяются в щелочи, но растворяются в кислотах. КС кобальта (П) окисляются кислородом воздуха (например аммиакаты). КС никеля (П) более устойчивы. Кобальт (П) образует КС октаэдрической и тераэдрической конфигурации. Возможен легкий переход от одной конфигурации к другой. Розовый раствор, содержащий октаэдрический аквакомплекс кобальта (П), меняет окраску на синюю при действии щелочи или кислоты в связи с образованием соответствующих тетраэдрических КС. Никель(П) образует также октаэдрические и тетраэдрические КС. С лигандами сильного поля (цианид-ион) реализуется плоскоквадратная конфигурация. С диметилглиоксимом никель (П) образует КС хелатного строения. При растворении в воде солей никеля (П) образуются октаэдрические аквакС.

лабораторная работа (7 часа(ов)):

Тема 29. Тема: Металлы платиновой группы. Кинетическая инертность. Комплексные соединения: изомерия, эффект транс-влияния.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Платиновые металлы (ПМ). Способность к комплексообразованию выражена сильнее, чем у металлов триады железа. Валентные орбитали ПМ имеют большую протяженность, чо способствует донорно-акцепторному взаимодействию и увеличению расщепления d-орбиталей кристаллическим полем лиганда. Электронные оболочки ПМ обладают достаточной мягкостью для образования ковалентных связей с лигандом. Поэтому значительная часть КС является низкоспиновыми (даже с лигандами слабого поля). КС инертны. В ПС по вертикали кинетическая инертность растет: никель(П)- палладий(П) ? платина (П). Это связано с увеличением энергии расщепления кристаллическим полем лигандов и увеличением прочности ковалентной связи металл ? лиганд вследствие повышения деформируемости электронных оболочек у тяжелых ПМ.

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Работы по 8 группе d- элементов

Тема 30. Тема: Медь, серебро, золото. Диспропорционирование соединений М(I). Соединения меди (П). Формы координационного полиэдра.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Подгруппа меди (1 В подгруппа). Медь, серебро и золото обладают большим поляризующим действием. Притягивают внешние электроны и склонны их сохранять при себе. Химическая активность уменьшается от меди к золоту. Золото и серебро (в меньшей степени) устойчивы на воздухе, а медь покрывается слоем малахита. Все три элемента расположены в ряду напряжений за водородом. Поэтому в кислотах-неокислителях не растворяются. Медь и серебро растворимы в концентрированных азотной и серной кислотах (можно и в соляной кислоте, но в присутстии кислорода). Золото растворимо в горячей селеновой кислоте и в царской водке. Степень окисления 1+ характерна для серебра. Соединения меди (1) и серебра (1) растворяются за счет комплексообразования с аммиаком или в избытке одноименного аниона. Галогениды склонны к реакциям диспропорционирования. Степень окисления 2+ характерна для меди. При растворении солей меди(П) в воде образуется синий октаэдрический аквакомплекс. Если в координационную сферу входят другие лиганды, то цвет может быть коричневым или зеленым. Гидроксид меди(П) обладает слабой амфотерностью. При его растворении в концентрированной щелочи образуется синий гидрооксокупрат. Галогениды меди (П) растворяются в избытке реактива. Медь (П) образует катионные и анионные (купраты) КС. Степень окисления 3+ характерна для золота. Оксид и гидроксид золота (Ш) амфотерны с преобладанием кислотных признаков. При растворении в килотах и щелочах получаются соответствующие аураты, в которых золото(Ш) имеет координационное число 4.

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Работы по 1 группе d- элементов

Тема 31. Разбор конкретной ситуации: ?Расщепление d-уровня кристаллическим полем разной симметрии?.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

С ростом порядковых номеров в горизонтальных рядах переходных металлов максимальная степень окисления, отвечающая устойчивым соединениям, сначала увеличивается (за счет увеличения числа электронов), а затем уменьшается (за счет спаривания электронов). Важная особенность переходных металлов заключается в том, что переменная степень окисления связана с частично заполненным подуровнем. Набор состояний окисления более широк у переходных элементов, чем у непереходных. Магнитные свойства. Магнитный момент, связанный с движением электрона вокруг собственной оси, называется спиновым моментом. Эффективный магнитный момент атома определяется его суммарным спином. Суммарный спин атома определяется только числом неспаренных электронов. Атомы (ионы), в которых все электроны спарены (собственный момент равен нулю), называются диамагнитными. Атомы (ионы) с неспаренным электроном называются парамагнитными. При помещении таких атомов во внешнее магнитное поле их собственный магнитный момент выстраивается по полю. В этом случае частица втягивается в магнитное поле. Высокоспиновые КС чаще бывают парамагнитными, а низкоспиновые ? диамагнитными. Оптические свойства. На основании теории кристаллического поля (ТКП) можно упрощенно объяснить не толь магнитные свойства КС переходных металлов, но и их окраску. В нормальном невозбужденном состоянии электрон находится на одной из t2g-орбиталей. При затрате энергии электрон возбуждается и переходит на eg-орбиталь.

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Получение комплексных соединений.

Тема 32. Тема: Химия f-элементов. Семейство лантанидов. Лантанидное сжатие. Семейство актинидов. Трансурановые элементы.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Элементы побочной подгруппы Ш В группы. В эту подгруппу входят 32 элемента: 17 редкоземельных (РЗЭ), актиний и 14 актинидов. РЗЭ ? это скандий, иттрий, лантан и 14 лантанидов. В ряду церий ? лютеций постепенно уменьшаются атомные и ионные радиусы (лантанидное сжатие). По свойствам легкие лантаниды тяготеют к лантану, а тяжелые к иттрию. Лантаниды в соответствии с этим делят на цериевую подгруппу (лантан, церий ?европий) и иттриевую подгруппу (иттрий, гадолиний-лютеций). У актинидов выделяют тоже две подгруппы: кюрия (торий-кюрий) и берклия (берклий-лоуренсий). Элементы, следующие за ураном, называют трансурановыми. Наиболее устойчивая степень окисления лантанидов 3+. Поэтому химически они похожи друг на друга. Церий может проявлять степень окисления 4+, а европий ? 2+. Особенности химии лантанидов: 1. f-Орбитали почти не участвуют в образовании химических связей (вклад около10%), так как являются внутренними. Следовательно эти элементы образуют соединения с преимущественно ионным типом связи (аналогично ЩЗМ). 2. Для f-орбиталей, как и для d-орбиталей, характерно расщепление в полях более низкой симметрии, чем сферическая. Однако так как эти орбитали лежат ниже по энергии, чем 5s-, 5p-, 6s-орбитали, энергетический выигрыш такого расщепления невелик, а эффект стабилизации кристаллическим полем незначителен. Актиниды. В отличие от лантанидов все они являются радиоактивными, т.е. не имеют стабильных изотопов. Для некоторых актинидов характерны несколько электронных конфигураций. 5f-Электроны по сравнению с 4f-электронами имеют более высокую энергию. Эти орбитали не являются внутренними (особенно у актинидов первой половины ряда). Подгруппа титана (1У В подгруппа). С ростом атомного номера устойчивая степень окисления повышается. Это типично для переходных металлов. При переходе от титана к цирконию атомный и ионный радиусы 3величиваются. Переход от циркония к гафнию приводит к некоторому уменьшению радиуса. Это связано с тем, что гафний расположен непосредственно за лантанидами и лантанидное сжатие в большей степени влияет именно на него. Сойства циркония и гафния близки. Характерная степень окисления 4+ (титан стабилен также в степени окисления 3+). У элементов, имеющих под валентными электронами оболочку типа благородного газа, с ростом радиуса уменьшается поляризующее действие и валентные электроны удерживаются менее прочно у циркония и гафния, чем у титана. Свойства. Металлы на холоду малоактивны: устойчивы на воздухе и в воде. Это обусловлено образованием на поверхности металла тонкой, но прочной пленки диоксида. Введение титана и циркония в сплавы увеличивает их твердость. Растворение. Титан растворяется в горячей соляной и плавиковой кислотах. Цирконий игафний растворяются только тогда, когда создаются условия для их окисления и образования анионных КС с ЦА в степени окисления 4+. Титан растворим в концентрированной щелочи, а цирконий и гафний нет. Гидратированные катионы титана(1У), циркония(1У) и гафния(1У) вследствие большого заряда в растворах не существуют. Гидролиз идет с образованием многоядерных КС. При электрохимическом или химическом восстановлении соединений титана (1У) образуются октаэдрические аквакомплексы титана(Ш).

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Синтезы неорганических веществ.

Тема 33. Тема: Галлий, индий, таллий. Постпереходные металлы. Вторичная периодичность.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Постпереходные металлы (галлий, индий, таллий). Эти металлы отличаются от типических (бор и алюминий). Их валентным электронам предшествует полностью сформированная 18-электронная легко деформированная оболочка. В случае типических элементов валентным электронам предшествует жесткая, малодеформируемая электронная оболочка благородного газа. В результате нарушение принципа монотонности свойств. Такая немонотонность рассматривается как ?вторичная периодичность?, которая встречается во всех группах, в которых есть постпереходные элементы. Постпереходные элементы противоположны переходным элементам, для которых наблюдается повышение степени окисления сверху вниз, а в случае постпереходных элементов ? понижение: галлий (Ш), индий (Ш), таллий(1). Объясняется эффектом инертной пары. Алюминий и бор. Алюминий самый распространенный металл в земной коре. Это типичный металл, но соединения ковалентны. Алюминий в отличие от бора амфотерен. Алюминий образует не только анионные, но и катионные КС. Алюминий достаточно инертен, т.к. образуется тонкая оксидная пленка, которую можно снять амальгамированием. Инертен к концентрированной азотной кислоте. Щелочи разрушают оксидный слой: образуются КС. Соли алюминия (Ш) слабых кислот подвергаются гидролизу и не существуют в растворе, как в случае хрома (Ш) и железа (Ш). Бор растворяется в концентрированной азотной кислоте при нагревании с образованием борной кислоты. Это кислота Льюиса, т.е. кислотные свойства связаны с присоединением гидроксильной группе. При растворении боридов металлов в соляной кислоте образуются бороводороды ? соединения с дефицитом электронов. В подобных соединениях реализуется трехцентровая связь за счет перекрывания двух гибридных орбиталей бора и одной орбитали водорода.

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Синтезы неорганических веществ.

Тема 34. Тема: Бор и алюминий. Гидриды, оксиды, гидроксиды. Борная кислота

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Постпереходные элементы противоположны переходным элементам, для которых наблюдается повышение степени окисления сверху вниз, а в случае постпереходных элементов ? понижение: галлий (Ш), индий (Ш), таллий(1). Объясняется эффектом инертной пары. Алюминий и бор. Алюминий самый распространенный металл в земной коре. Это типичный металл, но соединения ковалентны. Алюминий в отличие от бора амфотерен. Алюминий образует не только анионные, но и катионные КС. Алюминий достаточно инертен, т.к. образуется тонкая оксидная пленка, которую можно снять амальгамированием. Инертен к концентрированной азотной кислоте. Щелочи разрушают оксидный слой: образуются КС. Соли алюминия (Ш) слабых кислот подвергаются гидролизу и не существуют в растворе, как в случае хрома (Ш) и железа (Ш). Бор растворяется в концентрированной азотной кислоте при нагревании с образованием борной кислоты. Это кислота Льюиса, т.е. кислотные свойства связаны с присоединением гидроксильной группе. При растворении боридов металлов в соляной кислоте образуются бороводороды ? соединения с дефицитом электронов. В подобных соединениях реализуется трехцентровая связь за счет перекрывания двух гибридных орбиталей бора и одной орбитали водорода. Постпереходные элементы противоположны переходным элементам, для которых наблюдается повышение степени окисления сверху вниз, а в случае постпереходных элементов ? понижение: галлий (Ш), индий (Ш), таллий(1). Объясняется эффектом инертной пары. Алюминий и бор. Алюминий самый распространенный металл в земной коре. Это типичный металл, но соединения ковалентны. Алюминий в отличие от бора амфотерен. Алюминий образует не только анионные, но и катионные КС. Алюминий достаточно инертен, т.к. образуется тонкая оксидная пленка, которую можно снять амальгамированием. Инертен к концентрированной азотной кислоте. Щелочи разрушают оксидный слой: образуются КС. Соли алюминия (Ш) слабых кислот подвергаются гидролизу и не существуют в растворе, как в случае хрома (Ш) и железа (Ш). Бор растворяется в концентрированной азотной кислоте при нагревании с образованием борной кислоты. Это кислота Льюиса, т.е. кислотные свойства связаны с присоединением гидроксильной группе. При растворении боридов металлов в соляной кислоте образуются бороводороды ? соединения с дефицитом электронов. В подобных соединениях реализуется трехцентровая связь за счет перекрывания двух гибридных орбиталей бора и одной орбитали водорода.

лабораторная работа (6 часа(ов)):

синтезы неорганических веществ.

Тема 35. Тема: Инертные газы. Фториды ксенона и криптона. Трехцентровые орбитали

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Инертные газы. Фториды ксенона и криптона. Трехцентровые орбитали. Контрольная работа

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Курсовая работа по дисциплине

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. Тема: Введение в общий курс дисциплины "Неорганическая химия" (НХ). Доквантовые теории строения атома.	1	1	подготовка домашнего задания	6	домашнее задание
2.	Тема 2. Тема: Квантово-химическое описание строения атома. Строение электронных оболочек. Периодические свойства атомов	1	2	подготовка домашнего задания	6	домашнее задание
3.	Тема 3. Тема: Периодические свойства соединений. Введение в современные теории химической связи.	1	3	КСР: подготовка к письменной работе по заданной теме	3	письменная работа
				подготовка к письменной работе по заданной теме	3	КСР
4.	Тема 4. Тема: Метод валентных связей. Метод молекулярных орбиталей.	1	4	подготовка домашнего задания	6	домашнее задание
5.	Тема 5. Тема: Межмолекулярные взаимодействия. Агрегатные состояния вещества. Твердое состояние вещества	1	5		0	письменная работа
				КСР: подготовка к письменной работе по заданной теме	4	письменная работа
				подготовка к контрольной работе	2	контрольная работа

N	Раздел Дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды самостоятельной работы студентов	Трудоемкость (в часах)	Формы контроля самостоятельной работы
6.	Тема 6. Тема: Химическая термодинамика	1	6	КРС: подготовка к письменной работе по заданной теме	3	письменная работа
				подготовка к письменной работе по заданной теме	3	КСР
7.	Тема 7. Тема: Химическое равновесие. Кинетика химических реакций	1	7	подготовка домашнего задания	6	домашнее задание
8.	Тема 8. Тема: Жидкое состояние вещества. Общие свойства растворов.	1	8	подготовка домашнего задания	6	домашнее задание
9.	Тема 9. Тема: Коллигативные свойства растворов. Сильные и слабые электролиты.	1	9	подготовка домашнего задания	6	домашнее задание
10.	Тема 10. Тема: Теории кислот и оснований. Реакции в растворах	1	10	подготовка домашнего задания	6	домашнее задание
11.	Тема 11. Тема: Комплексные соединения. Термодинамика и кинетика реакций с участием комплексных соединений	1	11	подготовка к контрольной работе	8	контрольная работа
12.	Тема 12. Тема: Теории строения комплексных соединений. Окислительно-восстановительные реакции (Основные понятия).	1	12	подготовка домашнего задания	6	домашнее задание
13.	Тема 13. Тема: Электродные потенциалы. Химические источники тока.	1	13	подготовка домашнего задания	6	домашнее задание
14.	Тема 14. Тема: Электролиз. Коррозия. Периодический закон и общие закономерности изменения свойств соединений	1	14	подготовка домашнего задания	6	домашнее задание

N	Раздел Дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды самостоятельной работы студентов	Трудоемкость (в часах)	Формы контроля самостоятельной работы
15.	Тема 15. Тема: Галогены и их соединения	1	15	подготовка домашнего задания	6	домашнее задание
16.	Тема 16. Тема: Кислород и его соединения. Халькогены и их соединения	1	17	подготовка домашнего задания	6	домашнее задание
17.	Тема 17. Тема: Азот и его соединения. Пниктогены и их соединения	1	18	КРС: подготовка к письменной работе по заданной теме	3	письменная работа
				подготовка к письменной работе по заданной теме	3	КСР
18.	Тема 18. Тема: Водород и его соединения. Углерод, кремний, германий и их соединения.	1	18	подготовка к контрольной работе	6	контрольная работа
19.	Тема 19. Тема: Металлы в периодической системе. Металлическая связь. Зонная теория металлических кристаллов.	2	1	подготовка домашнего задания	8	домашнее задание
20.	Тема 20. Тема: Физико-химический анализ. Разбор конкретной ситуации: ?Построение диаграмм плавкости двухкомпонентных систем?.	2	2	подготовка домашнего задания	8	домашнее задание
21.	Тема 21. Тема:Щелочные и щелочноземельные металлы.	2	3	подготовка домашнего задания	6	домашнее задание
22.	Тема 22. Тема: Химия d-элементов. Общие закономерности. Степени окисления. Комплексообразование.	2	4	подготовка домашнего задания	6	домашнее задание
23.	Тема 23. Тема: Скандий, иттрий, лантан. Редкоземельные элементы.	2	5	подготовка домашнего задания	6	домашнее задание

N	Раздел Дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды самостоятельной работы студентов	Трудоемкость (в часах)	Формы контроля самостоятельной работы
24.	Тема 24. Тема: Титан, цирконий, гафний и их соединения. Аква- и гидроксокомплексы.	2	6	КСР: подготовка к письменной работе по заданной теме	3	письменная работа
				подготовка к письменной работе по заданной теме	3	КСР
25.	Тема 25. Тема: Ванадий, ниобий, тантал. Изополисоединения ванадия: зависимость состава от pH. Сопоставление редокс-свойств.	2	7	КСР: подготовка к письменной работе по заданной теме	3	письменная работа
				подготовка к письменной работе по заданной теме	3	КСР
26.	Тема 26. Тема: Хром, молибден, вольфрам. Оксиды, гидроксиды, кислоты. Комплексные соединения хрома (Ш).	2	8	подготовка домашнего задания	6	домашнее задание
27.	Тема 27. Тема: Марганец, технеций, рений. Сойства соединений марганца с различными степенями окисления. Зависимость потенциала от pH.	2	9	подготовка домашнего задания	6	домашнее задание
28.	Тема 28. Тема: Железо, кобальт, никель. Комплексные соединения: устойчивость, энергетические диаграммы. Роль в биологических процессах.	2	10	подготовка к письменной работе	3	письменная работа
				подготовка к письменной работе по заданной теме	3	КСР
29.	Тема 29. Тема: Металлы платиновой группы. Кинетическая инертность. Комплексные соединения: изомерия, эффект транс-влияния.	2	11	подготовка домашнего задания	6	домашнее задание

N	Раздел Дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды самостоятельной работы студентов	Трудоемкость (в часах)	Формы контроля самостоятельной работы
30.	Тема 30. Тема: Медь, серебро, золото. Диспропорционирование соединений М(I). Соединения меди (П). Формы координационного полиэдра.	2	12	подготовка к письменной работе	3	письменная работа
				подготовка к письменной работе по заданной теме	3	КСР
31.	Тема 31. Разбор конкретной ситуации: ?Расщепление d-уровня кристаллическим полем разной симметрии?.	2	13	подготовка домашнего задания	6	домашнее задание
32.	Тема 32. Тема: Химия f-элементов. Семейство лантанидов. Лантанидное сжатие. Семейство актинидов. Трансурановые элементы.	2	14	подготовка домашнего задания	6	домашнее задание
33.	Тема 33. Тема: Галлий, индий, таллий. Постпереходные металлы. Вторичная периодичность.	2	15	подготовка домашнего задания	6	домашнее задание
34.	Тема 34. Тема: Бор и алюминий. Гидриды, оксиды, гидроксиды. Борная кислота	2	16	подготовка домашнего задания	6	домашнее задание
35.	Тема 35. Тема: Инертные газы. Фториды ксенона и криптона. Трехцентровые орбитали	2	17	подготовка к контрольной работе	6	контрольная работа
	Итого				216	

5. Образовательные технологии, включая интерактивные формы обучения

Освоение дисциплины "Неорганическая химия" предполагает использование как традиционных (лекции, практические занятия с использованием методических материалов), так и инновационных образовательных технологий с использованием в учебном процессе активных и интерактивных форм проведения занятий, включающих выступления студентов на занятиях с видиоматериалами при защите курсовых работ.

- компьютерные презентации лекций;
- интерактивный опрос по разделам на лекциях и на лабораторных работах;
- разбор конкретных вопросов после интерактивного опроса;
- разбор конкретной ситуации: "Построение диаграмм плавкости двухкомпонентных систем";

- разбор конкретной ситуации: "Расщепление d-уровня кристаллическим полем разной симметрии".

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

Тема 1. Тема: Введение в общий курс дисциплины "Неорганическая химия" (НХ). Доквантовые теории строения атома.

домашнее задание , примерные вопросы:

Доквантовые теории строения атома. История развития представлений о строении атома.

Тема 2. Тема: Квантово-химическое описание строения атома. Строение электронных оболочек. Периодические свойства атомов

домашнее задание , примерные вопросы:

Понятие об электронном облаке. Электронная плотность. Радиальное распределение электронной плотности около ядра атома водорода в основном и возбужденном состояниях. Понятие о радиусе атома. Квантовые числа как характеристики состояния электрона в атоме. s-, p-, d-, f- электроны. Понятия: энергетический уровень, подуровень, электронный слой, электронная оболочка, атомная орбиталь (АО). Принцип Паули и емкость электронных оболочек. Правило Хунда и порядок заполнения атомных орбиталей. Строение электронных оболочек атомов элементов. Понятие об эффективном заряде ядра атома. Экранирование заряда электронами.

Тема 3. Тема: Периодические свойства соединений. Введение в современные теории химической связи.

КСР , примерные вопросы:

Основные особенности химического взаимодействия (химической связи) и механизм образования химической связи. Насыщаемость и направленность химической связи. Квантовомеханическая трактовка механизма образования связи в молекуле водорода. Основные типы химической связи: ковалентная (неполярная и полярная), ионная, металлическая. Основные положения теории валентных связей (ВС). Особенности образования связей по донорно-акцепторному механизму. Многоцентровая связь. Валентность химических элементов. История развития понятия валентности. Различные трактовки понятия валентности в современной химии. Валентность с позиции теории ВС. Валентность s-,p-,d-,f -элементов. Постоянная и переменная валентности. Валентность при высоких температурах. Свободные радикалы, условия их существования. Валентность и степень окисления атомов элементов в их соединениях.

письменная работа , примерные вопросы:

Письменная работа Периодичность химических свойств элементов, простых веществ и химических соединений. Изменение валентности по периодам и группам. Изменение свойств элементов по периодам и группам в зависимости от структуры внешних и предвнешних электронных оболочек и радиусов атомов. Изменение химической активности металлов и неметаллов по периодам и группам. Изменение кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов по периодам и группам.

Тема 4. Тема: Метод валентных связей. Метод молекулярных орбиталей.

домашнее задание , примерные вопросы:

Концепция гибридизации атомных орбиталей и пространственное строение молекул и ионов. Особенности распределения электронной плотности гибридных орбиталей. Простейшие типы гибридизации: sp, sp2, sp3, sp3d2. Гибридизация с участием неподеленных электронных пар. Пространственная конфигурация молекул и ионов типа АХ, АХ2 ,АХ3 ,АХ4, АХ5, АХ6 Влияние отталкивания электронных пар на пространственную конфигурацию молекул. Концепция поляризации ионов. Трактовка полярных связей согласно концепции поляризации ионов. Локализованные и делокализованные связи. Трех- и многоцентровые связи.

Тема 5. Тема: Межмолекулярные взаимодействия. Агрегатные состояния вещества. Твердое состояние вещества

контрольная работа , примерные вопросы:

Контрольная работа

письменная работа , примерные вопросы:

Силы ван-дер-Ваальса. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействия. Факторы, определяющие энергию межмолекулярного взаимодействия. Энергия межмолекулярного взаимодействия в сравнении с энергией химического взаимодействия. Водородная связь. Природа водородной связи, ее количественные характеристики. Меж- и внутримолекулярная водородная связь. Водородная связь между молекулами фтороводорода, воды, аммиака. Соединения включения. Клатратные соединения. Кристаллическое состояние вещества. Деление кристаллов по типу связи: атомные (ковалентные), ионные, металлические, молекулярные. Факторы, определяющие температуру плавления ионных, атомных и молекулярных кристаллов. Зависимость физических свойств веществ с молекулярной структурой от характера межмолекулярного взаимодействия. Температуры плавления и кипения в рядах веществ сходного состава, образованных элементами одной подгруппы. Теплоты фазовых переходов. Влияние водородной связи на физические свойства веществ с молекулярной структурой. Общие особенности физических свойств молекулярных кристаллов в сравнении с ионными и атомными кристаллами.

письменная работа , примерные вопросы:

Письменная работа Зависимость физических свойств веществ с молекулярной структурой от характера межмолекулярного взаимодействия. Температуры плавления и кипения в рядах веществ сходного состава, образованных элементами одной подгруппы. Теплоты фазовых переходов. Влияние водородной связи на физические свойства веществ с молекулярной структурой. Общие особенности физических свойств молекулярных кристаллов в сравнении с ионными и атомными кристаллами.

Тема 6. Тема: Химическая термодинамика

КСР , примерные вопросы:

Силы ван-дер-Ваальса. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействия. Факторы, определяющие энергию межмолекулярного взаимодействия. Энергия межмолекулярного взаимодействия в сравнении с энергией химического взаимодействия. Водородная связь. Природа водородной связи, ее количественные характеристики. Меж- и внутримолекулярная водородная связь. Водородная связь между молекулами фтороводорода, воды, аммиака. Соединения включения. Клатратные соединения. Кристаллическое состояние вещества. Деление кристаллов по типу связи: атомные (ковалентные), ионные, металлические, молекулярные. Факторы, определяющие температуру плавления ионных, атомных и молекулярных кристаллов. Зависимость физических свойств веществ с молекулярной структурой от характера межмолекулярного взаимодействия. Температуры плавления и кипения в рядах веществ сходного состава, образованных элементами одной подгруппы. Теплоты фазовых переходов. Влияние водородной связи на физические свойства веществ с молекулярной структурой. Общие особенности физических свойств молекулярных кристаллов в сравнении с ионными и атомными кристаллами.

письменная работа , примерные вопросы:

Письменная работа Зависимость физических свойств веществ с молекулярной структурой от характера межмолекулярного взаимодействия. Температуры плавления и кипения в рядах веществ сходного состава, образованных элементами одной подгруппы. Теплоты фазовых переходов. Влияние водородной связи на физические свойства веществ с молекулярной структурой. Общие особенности физических свойств молекулярных кристаллов в сравнении с ионными и атомными кристаллами.

Тема 7. Тема: Химическое равновесие. Кинетика химических реакций

домашнее задание , примерные вопросы:

Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Сдвиг химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Гомогенные и гетерогенные реакции. Понятие о скорости химической реакции. Закон действия масс. Факторы, определяющие скорость химической реакции. Константа скорости химической реакции. Многостадийные реакции. Порядок и молекулярность реакций.

Тема 8. Тема: Жидкое состояние вещества. Общие свойства растворов.

домашнее задание , примерные вопросы:

Растворение как физико-химический процесс. Изменение энтальпии и энтропии при растворении веществ. Сольватация. Сольваты. Особые свойства воды как растворителя. Гидраты. Кристаллогидраты. Растворимость веществ. Растворение твердых, жидких и газообразных веществ. Влияние температуры, давления и природы веществ на их взаимную растворимость. Способы выражения состава растворов: массовая доля, молярность, нормальность, моляльность Неэлектролиты, законы Рауля, Вант-ГоффаОсмос, осмотическое давление, закон Вант-Гоффа. Изотонические, гипер- и гипотонические растворы. Давле-ние пара растворителя над раство-ром, температуры кипения и замер-зания растворов, законы Рауля. Изотонический коэффициент..

Тема 9. Тема: Коллигативные свойства растворов. Сильные и слабые электролиты.

домашнее задание , примерные вопросы:

Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации электролитов. Факторы, определяющие степень диссоциации. Основные представления теории сильных электролитов. Истинная и кажущаяся степени диссоциации в растворах сильных электролитов. Концентрация ионов в растворе и активность. Равновесие в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации. Факторы, влияющие на величину константы диссоциации. Связь константы диссоциации со степенью диссоциации. Закон разбавления. Теория кислот и оснований Бренстеда. Ее основные положения. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации электролитов. Факторы, определяющие степень диссоциации. Основные представления теории сильных электролитов. Истинная и кажущаяся степени диссоциации в растворах сильных электролитов. Концентрация ионов в растворе и активность. Равновесие в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации. Факторы, влияющие на величину константы диссоциации. Связь константы диссоциации со степенью диссоциации. Закон разбавления.

Тема 10. Тема: Теории кислот и оснований. Реакции в растворах

домашнее задание , примерные вопросы:

Кислоты и основания Льюиса. Теория Усановича. Теория Пирсона. Реакции между электролитами в растворах.

Тема 11. Тема: Комплексные соединения. Термодинамика и кинетика реакций с участием комплексных соединений

контрольная работа , примерные вопросы:

КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ Координационная ненасыщенность атомов и возможность образования комплексных (координационных соединений). Состав комплексных соединений. Координационная теория Вернера. Внешняя и внутренняя координационные сферы. Катионные, анионные и нейтральные комплексы. Номенклатура комплексных соединений. Типичные комплексообразователи. Факторы, определяющие способность атомов и ионов выступать в качестве комплексообразователя. Координационное число комплексообразователя. Изменение координационных чисел атомов элементов по группам периодической системы. Положение элементов-типичных комплексообразователей в периодической системе. Типичные лиганды. Факторы, определяющие способность молекул и ионов выступать в качестве лигандов. Моно и полидентатные лиганды. Амбидентатные лиганды. Хелаты. Хелатный эффект.

Тема 12. Тема: Теории строения комплексных соединений. Окислительно-восстановительные реакции (Основные понятия).

домашнее задание , примерные вопросы:

Химическая связь в комплексных соединениях и особенности их строения. Пространственная конфигурация комплексных ионов. Метод ВС в применении к комплексным соединениям. Гибридизация атомных орбиталей комплексообразователя и пространственная конфигурация (геометрия) комплексного иона в зависимости от значения координационного числа. Карбонилы металлов. Основные положения теории кристаллического поля. Октаэдрическое и тетраэдрическое поле лигандов. Параметр расщепления. Понятие о высоко- и низкоспиновых комплексах. Спектрохимический ряд лигандов. Магнитные свойства комплексов. Внешне- и внутриорбитальные комплексы. Общее представление об описании химической связи в комплексных соединениях методом МО. Виды изомерии комплексных соединений. Эффект транс-влияния. Термодинамические и кинетические свойства комплексов. Инертные и лабильные комплексы. Диссоциация комплексных ионов в растворе. Константа нестойкости, константа устойчивости. Факторы, определяющие устойчивость комплексных ионов в растворе. Особенности диссоциации двойных солей. Окислители и восстановители. Основные типы окислительно-восстановительных реакций: межмолекулярного и внутримолекулярного окисления-восстановления, диспропорционирования, компропорционирования. Окислительно-восстановительные системы. Изображение окислительно-восстановительных систем методом полуреакций. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций и расстановка коэффициентов методом электронного баланса и методом полуреакций.

Тема 13. Тема: Электродные потенциалы. Химические источники тока.

домашнее задание , примерные вопросы:

Окислительно-восстановительные (электродные) потенциалы как количественная характеристика окислительно-восстановительных систем. Природа скачка потенциала на границе раздела фаз. Водородный электрод как электрод сравнения. Стандартные электродные потенциалы и способы их определения. Зависимость между величинами окислительно-восстановительных потенциалов систем и изменением энергии Гиббса. Использование стандартных потенциалов для оценки возможности протекания окислительно-восстановительных реакций. Электродные потенциалы металлов. Стандартные электродные потенциалы и электрохимический ряд напряжений металлов. Положение металлов в ряду напряжений и возможность их взаимодействия с водой, водными растворами кислот и щелочей, солями других металлов. Активность металлов в зависимости от их положения в ряду напряжений и в периодической системе. Подбор окислителей и восстановителей с учетом стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Диаграммы Латимера и Фроста.

Тема 14. Тема: Электролиз. Коррозия. Периодический закон и общие закономерности изменения свойств соединений

домашнее задание , примерные вопросы:

Окислительно-восстановительные процессы с участием электрического тока. Электрический ток как сильный окисляющий и восстанавливающий агент. Схемы процессов на электродах (инертных и активных) при электролизе расплавов солей и водных растворов солей, кислот и оснований. Выделение на катоде водорода, металлов. Окисление на аноде простых и сложных анионов. Периодичность свойств атомов. Радиусы атомов и ионов. Орбитальные и эффективные радиусы. Ковалентные, ван-дер ваальсовые, металлические и ионные радиусы. Изменение атомных и ионных радиусов по периодам и группам. Эффекты d- и f- сжатия. Ионизационные потенциалы. Факторы, определяющие величину ионизационного потенциала. Изменение величин ионизационных потенциалов и радиусов по периодам и группам. Сродство к электрону. Факторы, определяющие величину сродства к электрону.

Тема 15. Тема: Галогены и их соединения

домашнее задание , примерные вопросы:

Общая характеристика элементов. Строение атомов. Изменение по группе атомных радиусов, ионизационных потенциалов, сродства к электрону и электроотрицательности элементов. Валентность и степени окисления атомов. Изменение по группе устойчивости соединений в высшей степени окисления атомов. Характер химических связей в соединениях. Признаки металличности у иода. Особенности фтора. Физические свойства простых веществ. Изменение температур плавления и кипения в ряду фтор-астат. Химические свойства простых веществ. Изменение энергии связи в молекулах галогенов по группе и реакционная способность галогенов. Отношение к воде, щелочам, металлам и неметаллам. Токсичность галогенов. Меры предосторожности при работе с галогенами. Формы нахождения галогенов в природе. Общий принцип получения свободных галогенов. Применение. Галогеноводороды. Устойчивость молекул. Характер химических связей в молекулах. Ассоциация молекул фтороводорода. Физические свойства галогеноводородов. Изменение температур плавления и кипения в ряду фтороводород-иодоводород. Химические свойства. Реакционная способность. Восстановительные и кислотные свойства. Особенности фтороводородной кислоты. Общие принципы получения галогеноводородов. Промышленное получение соляной кислоты. Применение соляной и плавиковой кислот. Галогениды. Галогениды основные, амфотерные, кислотные. Полимерные галогениды. Свойства. Особенности гидролиза галогенидов разных типов. Гидрофториды. Оксиды фтора, хлора (1, 4, 7), брома(1), йода(5). Свойства. Кислородсодержащие кислоты хлора брома, йода. Строение молекул. Сравнительная устойчивость. Окислительные и кислотные свойства. Общие принципы получения. Соли кислородсодержащих кислот галогенов. Окислительные свойства. Сравнительная устойчивость солей и кислот. Применение гипохлоритов, хлоратов, перхлоратов. Окисляющие, горючие и взрывчатые смеси на основе хлората и перхлората калия. Межгалогенные соединения (интергалогениды). Фториды хлора (1,3,5), брома (1,3,5,), йода (1,3,5,7). Хлориды брома (1), йода (1,3). Сравнительная устойчивость фторидов и хлоридов. Строение, получение, реакционная способность. Фторирующие агенты.

Тема 16. Тема: Кислород и его соединения. Халькогены и их соединения

домашнее задание , примерные вопросы:

Р-ЭЛЕМЕНТЫ ШЕСТОЙ ГРУППЫ Общая характеристика элементов. Строение атомов. Изменение по группе атомных радиусов, ионизационных потенциалов, сродства к электрону и электроотрицательности элементов. Валентность и степени окисления атомов. Изменение по группе устойчивости соединений в высшей степени окисления атомов. Характер химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионной и анионной форм и образованию гомоцепных полимерных соединений. Изменение металлического и неметаллического характера элементов по группе. Особенности кислорода. Простые вещества. Аллотропные модификации кислорода. Химическая связь в молекуле кислорода с позиций теории ВС и МО. Строение молекулы озона. Полиморфные модификации серы. Условия существования двухатомных молекул. Изменение неметаллических и металлических свойств простых веществ. Полупроводниковые свойства селена. Химические свойства простых веществ. Окислительно-восстановительные свойства. Отношение простых веществ к металлам и неметаллам, воде, кислотам и щелочам. Формы нахождения элементов в природе. Принципы получения кислорода и озона. Применение простых веществ. Гидриды Н2Э. Строение молекул. Термодинамическая Устойчивость. Физические свойства. Изменение температур плавления и кипения в ряду вода-теллуроводород. Химические свойства. Восстановительные и кислотные свойства в ряду вода- теллуроводород. Сероводород. Свойства. Токсичность халькогеноводородов. Общие принципы их получения. Халькогениды. Средние и кислые халькогениды. Гидролиз. Общие принципы получения. Применение. Халькогениды как полупроводниковые материалы. Пероксид водорода. Строение молекулы. Получение. Устойчивость. Окислительно-восстановительные свойства в различных средах. Применение. Гидриды серы HnSn. Строение молекул. Устойчивость. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Полисульфиды. Сравнительная устойчивость полисульфидов и соответствующих им кислот. Оксиды. Оксиды элементов (4,6). Особенности строения. Отношение оксидов к воде, кислотам и щелочам. Окислительно-восстановительные свойства. Принципы получения. Применение сернистого газа и влияние его на окружающую среду. Сернистая, селенистая и теллуристая кислоты. Строение молекул и анионов кислот. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства в ряду сернистая-теллуристая кислоты. Соли. Сульфиты средние и кислые. Гидролиз солей. Окислительно-восстановительные свойства. Получение. Серная, селеновая и теллуровая кислоты. Строение молекул и анионов кислот. Кислотные и окислительные свойства в ряду серная теллуровая кислоты. Свойства разбавленной и концентрированной серной кислоты. Гидраты серной кислоты. Полисерные кислоты. Олеум. Промышленные методы получения серной кислоты. Термодинамическая характеристика реакции окисления сернистого газа. Применение серной кислоты в промышленности. Сульфаты. Гидросульфаты. Дисульфаты (пиросульфаты). Селенаты. Теллураты. Тиокислоты и их соли. Тиосульфаты. Строение тиосульфат-иона. Восстановительные свойства тиосульфата натрия. Применение тиосульфата натрия. Политионовые кислоты и их соли. Гидросернистая кислота. Строение их молекул. Относительная устойчивость и окислительно-восстановительные свойства кислот и их солей. Пероксокислоты серы и их соли. Пероксомоносерная и пероксодисерная кислоты. Строение их молекул. Пероксосульфаты. Электросинтез пероксокислот и солей. Их окислительно-восстановительные своства. Галогениды серы. Сравнительная устойчивость. Свойства. Оксохлориды серы. Оксохлорид серы. Диоксохлорид серы. Строение молекул. Гидролиз. Сравнительная устойчивость различных оксогалогенидов серы, селена, теллура.

Тема 17. Тема: Азот и его соединения. Пниктогены и их соединения

КСР , примерные вопросы:

Общая характеристика элементов. Строение атомов. Изменение по группе атомных радиусов, ионизационных потенциалов, сродства к электрону, электроотрицательности элементов. Валентность и степени окисления атомов. Изменение по группе устойчивости соединений в высшей степени окисления атомов. Характер химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию. Соединения азота, способные выступать в роли лигандов. Изменение металлического и неметаллического характера элементов по группе. Особенности азота. Простые вещества. Особенности строения. Склонность к образованию полиморфных форм фосфора, мышьяка и сурьмы. Химическая связь в молекуле азота с позиций теории ВС и МО. Аллотропные модификации фосфора и особенности их строения. Аллотропные модификации мышьяка и сурьмы. Химические свойства простых веществ. Реакционная способность молекулярного и атомарного азота, белого и красного фосфора. Окислительно-восстановительные свойства простых веществ. Отношение простых веществ к неметаллам, металлам, воде, кислотам и щелочам. Формы нахождения элементов в природе. Принципы получения и применения простых веществ.

письменная работа , примерные вопросы:

Письменная работа Общая характеристика элементов. Строение атомов. Изменение по группе атомных радиусов, ионизационных потенциалов, сродства к электрону, электроотрицательности элементов. Валентность и степени окисления атомов. Изменение по группе устойчивости соединений в высшей степени окисления атомов. Характер химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию. Соединения азота, способные выступать в роли лигандов. Изменение металлического и неметаллического характера элементов по группе. Особенности азота. Простые вещества. Особенности строения. Склонность к образованию полиморфных форм фосфора, мышьяка и сурьмы. Химическая связь в молекуле азота с позиций теории ВС и МО. Аллотропные модификации фосфора и особенности их строения. Аллотропные модификации мышьяка и сурьмы. Химические свойства простых веществ. Реакционная способность молекулярного и атомарного азота, белого и красного фосфора. Окислительно-восстановительные свойства простых веществ. Отношение простых веществ к неметаллам, металлам, воде, кислотам и щелочам. Формы нахождения элементов в природе. Принципы получения и применения простых веществ. Гидриды ЭН3. Строение молекул. Изменение температур плавления и кипения в ряду аммиак-висмутин. Изменение термической устойчивости, реакционной способности, восстановительных свойств, склонности к реакциям присоединения в ряду аммиак-висмутин. Образование и устойчивость ионов аммония и фосфония. Принцип получения гидридов ЭН3. Аммиак. Получение. Термодинамическая характеристика реакций синтеза аммиака. Жидкий аммиак как растворитель. Растворение аммиака в воде. Реакции присоединения аммиака. Амминокомплексы. Соли аммония. Реакции замещения водорода в аммиаке.

Тема 18. Тема: Водород и его соединения. Углерод, кремний, германий и их соединения.

контрольная работа , 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. Гид-раты и кристаллогидраты. Диаграмма состояния воды. Свойства воды. Природные воды. Очистка воды. Строение атомов, валентности, нахождение в природе, аллотропия. Углерод, его свойства. Карбиды. Оксиды углерода. Угольная кислота и ее соли. Кремний, его свойства. Кремниевые кислоты, силикаты, их строение. Германий, олово, свинец, их свойства и соединения.

Тема 19. Тема: Металлы в периодической системе. Металлическая связь. Зонная теория металлических кристаллов.

домашнее задание , примерные вопросы:

Строение атомов, физические и хи-мические свойства металлов, особен-ности по сравнению с неметаллами. Металлы в природе и их получение. Коррозия металлов. Особенности ме-таллов В-групп ПС, изменение их свойств в периодах и группах. Лан-таноиды и актиноиды. Зависимость свойств соединений от степени окис-ления. Биологическое значение ме-таллов.

Тема 20. Тема: Физико-химический анализ. Разбор конкретной ситуации: ?Построение диаграмм плавкости двухкомпонентных систем?.

домашнее задание , примерные вопросы:

Физико-химический анализ (ФХА). Сущность ФХА состоит в изучении какого-либо физического свойства системы как функции состава или внешних условий. Термины и понятия ФХА (гомогенные системы, гетерогенные системы, фаза, число степеней свободы, эвтектика). Правило фаз Гиббса. Типы диаграмм: 1. Диаграмма состояния двухкомпонентной системы с эвтектикой (компоненты неограниченно растворимы в жидком состоянии и нерастворимы в твердом). 2. Диаграмма с взаимной неограниченной растворимостью в твердом состоянии (это изоморфные вещества, кристаллизующиеся в одинаковых формах). Твердые растворы (замещения и внедрения). 3. Диаграмма в случае образования химического (интерметаллического) соединения. Принципы непрерывности и соответствия Н.С.Курнакова. Металлохимия. Типы металлов: 1. Металлы взаимно растворяются в жидком состоянии, а в твердом образуют эвтектику. 2. Металлы не взаимодействуют друг с другом ни в жидком, ни в твердом состояниях. 3. Металлы образуют друг с другом жидкие и твердые растворы любого состава. 4. Металлы образуют между собой одно или несколько металлических соединений.

Тема 21. Тема:Щелочные и щелочноземельные металлы.

домашнее задание , примерные вопросы:

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 уст-ранение. Биологическая роль кальция и магния.

Тема 22. Тема: Химия d-элементов. Общие закономерности. Степени окисления. Комплексообразование.

домашнее задание , примерные вопросы:

Общая характеристика переходных металлов. К переходным металлам относятся элементы, у которых d- или f-оболочки частично заполнены электронами в изолированном атоме или в каких-либо обычно встречающихся состояниях окисления. Заполнение 3d-орбиталей начинается со скандия. У хрома и у меди наблюдаются провалы. Существует эмпирическое правило: наиболее энергетически стабильными оказываются электронные конфигурации с наполовину или полностью заполненными орбиталями. Нарушения последовательности заполнения одноэлектронных орбиталей связаны с близостью для переходных элементов значений энергий орбиталей различных уровней. Определенную роль при формировании электронной конфигурации играет межэлектронное взаимодействие. Энергия межэлектронного взаимодействия может быть представлена в виде суммы двух противоположных по знаку вкладов (положительной энергии отталкивания электронов и отрицательной обменной энергии). При взаимодействии двух электронов обменная энергия равна энергии спаривания электронов с обратным знаком. Изменение величины обменной энергии не единственный фактор, влияющий на устойчивость электронной конфигурации. Но с ним связаны закономерности в изменении ПИ. Сростом порядковых номеров в горизонтальных рядах переходных металлов максимальная степень окисления, отвечающая устойчивым соединениям, сначала увеличивается (за счет увеличения числа электронов), а затем уменьшается (за счет спаривания электронов). Важная особенность переходных металлов заключается в том, что переменная степень окисления связана с частично заполненным подуровнем. Набор состояний окисления более широк у переходных элементов, чем у непереходных. Магнитные свойства. Магнитный момент, связанный с движением электрона вокруг собственной оси, называется спиновым моментом. Эффективный магнитный момент атома определяется его суммарным спином. Суммарный спин атома определяется только числом неспаренных электронов. Атомы (ионы), в которых все электроны спарены (собственный момент равен нулю), называются диамагнитными. Атомы (ионы) с неспаренным электроном называются парамагнитными. При помещении таких атомов во внешнее магнитное поле их собственный магнитный момент выстраивается по полю. В этом случае частица втягивается в магнитное поле. Высокоспиновые КС чаще бывают парамагнитными, а низкоспиновые ? диамагнитными. Оптические свойства. На основании теории кристаллического поля (ТКП) можно упрощенно объяснить не толь магнитные свойства КС переходных металлов, но и их окраску. В нормальном невозбужденном состоянии электрон находится на одной из t2g-орбиталей. При затрате энергии электрон возбуждается и переходит на eg-орбиталь.

Тема 23. Тема: Скандий, иттрий, лантан. Редкоземельные элементы.

домашнее задание , примерные вопросы:

Элементы побочной подгруппы Ш В группы. В эту подгруппу входят 32 элемента: 17 редкоземельных (РЗЭ), актиний и 14 актинидов. РЗЭ ? это скандий, иттрий, лантан и 14 лантанидов. В ряду церий ? лютеций постепенно уменьшаются атомные и ионные радиусы (лантанидное сжатие). По свойствам легкие лантаниды тяготеют к лантану, а тяжелые к иттрию. Лантаниды в соответствии с этим делят на цериевую подгруппу (лантан, церий ?европий) и иттриевую подгруппу (иттрий, гадолиний-лютеций). У актинидов выделяют тоже две подгруппы: кюрия (торий-кюрий) и берклия (берклий-лоуренсий). Элементы, следующие за ураном, называют трансурановыми. Наиболее устойчивая степень окисления лантанидов 3+. Поэтому химически они похожи друг на друга. Церий может проявлять степень окисления 4+, а европий ? 2+. Особенности химии лантанидов: 1. f-Орбитали почти не участвуют в образовании химических связей (вклад около10%), так как являются внутренними. Следовательно эти элементы образуют соединения с преимущественно ионным типом связи (аналогично ЩЗМ). 2. Для f-орбиталей, как и для d-орбиталей, характерно расщепление в полях более низкой симметрии, чем сферическая. Однако так как эти орбитали лежат ниже по энергии, чем 5s-, 5p-, 6s-орбитали, энергетический выигрыш такого расщепления невелик, а эффект стабилизации кристаллическим полем незначителен.

Тема 24. Тема: Титан, цирконий, гафний и их соединения. Аква- и гидроксокомплексы.

КСР , примерные вопросы:

Подгруппа титана (1У В подгруппа). С ростом атомного номера устойчивая степень окисления повышается. Это типично для переходных металлов. При переходе от титана к цирконию атомный и ионный радиусы 3величиваются. Переход от циркония к гафнию приводит к некоторому уменьшению радиуса. Это связано с тем, что гафний расположен непосредственно за лантанидами и лантанидное сжатие в большей степени влияет именно на него. Сойства циркония и гафния близки. Характерная степень окисления 4+ (титан стабилен также в степени окисления 3+). У элементов, имеющих под валентными электронами оболочку типа благородного газа, с ростом радиуса уменьшается поляризующее действие и валентные электроны удерживаются менее прочно у циркония и гафния, чем у титана.

письменная работа , примерные вопросы:

Письменная работа Подгруппа титана (1У В подгруппа). С ростом атомного номера устойчивая степень окисления повышается. Это типично для переходных металлов. При переходе от титана к цирконию атомный и ионный радиусы 3величиваются. Переход от циркония к гафнию приводит к некоторому уменьшению радиуса. Это связано с тем, что гафний расположен непосредственно за лантанидами и лантанидное сжатие в большей степени влияет именно на него. Сойства циркония и гафния близки. Характерная степень окисления 4+ (титан стабилен также в степени окисления 3+). У элементов, имеющих под валентными электронами оболочку типа благородного газа, с ростом радиуса уменьшается поляризующее действие и валентные электроны удерживаются менее прочно у циркония и гафния, чем у титана. Свойства. Металлы на холоду малоактивны: устойчивы на воздухе и в воде. Это обусловлено образованием на поверхности металла тонкой, но прочной пленки диоксида. Введение титана и циркония в сплавы увеличивает их твердость. Растворение. Титан растворяется в горячей соляной и плавиковой кислотах. Цирконий игафний растворяются только тогда, когда создаются условия для их окисления и образования анионных КС с ЦА в степени окисления 4+. Титан растворим в концентрированной щелочи, а цирконий и гафний нет. Гидратированные катионы титана(1У), циркония(1У) и гафния(1У) вследствие большого заряда в растворах не существуют. Гидролиз идет с образованием многоядерных КС. При электрохимическом или химическом восстановлении соединений титана (1У) образуются октаэдрические аквакомплексы титана(Ш).

Тема 25. Тема: Ванадий, ниобий, тантал. Изополисоединения ванадия: зависимость состава от pH. Сопоставление редокс-свойств.

КСР , примерные вопросы:

Подгруппа ванадия (УВ подгруппа). Вследствие лантанидного сжатия ниобий и тантал близки (их атомные и ионные радиусы равны). Наличие неспаренных электронов обуславливает высокие температуры кипения в связи с участием d-электронов в образовании дополнительно к металлической ковалентной связи между атомами в металлах. Различия в энергиях ns- и (n-1)d-орбиталей уменьшаются с ростом n, что приводит к участию в образовании связи всех валентных электронов.Для ванадия это различие существенно. Поэтому в соединениях ванадий имеет разную степень окисления (от 2+ до 5+). Для ниобия и тантала различие энергий s- и d-подуровней минимально. Поэтому реализуются степени окисления 4+ и 5+. Степень окисления 5+ обычно стабилизируется в соединениях с ковалентной связью (кислородных и галогенидах), т.е. в соединениях с наиболее электроотрицательными элементами.

письменная работа , примерные вопросы:

Письменная работа

Тема 26. Тема: Хром, молибден, вольфрам. Оксиды, гидроксиды, кислоты. Комплексные соединения хрома (Ш).

домашнее задание , примерные вопросы:

Подгруппа хрома (У1 В подгруппа). Различия в строении электронных оболочек изолированных атомов заметно не влияет на химические свойства элементов. Размеры атомов и ионов молибдена и вольфрама очень близки из-за лантанидного сжатия. Однако разница в свойствах молибдена и вольфрама больше, чем у циркония-гафния и ниобия-тантала. Это связано с уменьшением влияния лантанидного сжатия на электронную структуру атомов при удалении их от Ш группы. В ряду хром-молибден-вольфрам увеличивается энергия ионизации (уплотняются электронные оболочки). От хрома к вольфраму стабилизируется степень окисления У1. Для хрома хрома наиболее устойчивые степени окисления Ш и У1, а для молибдена и вольфрама только У1. Высокое поляризующее действие хрома связано с малыми размерами ?жесткого? (сильно поляризующего) атома хрома (самого маленького среди 3d-элементов и в рассматриваемом ряду). Отсюда и склонность к восстановлению. Свойства. При комнатной температуре металлы малореакционноспособны. Не подвергаются коррозии благодаря оксидной пленке. Растворение. Хром растворяется в разбавленных соляной и серной кислотах с выделением водорода. Пассивируется в азотной кислоте. Молибден и вольфрам только в смесях плавиковой и аготной кислот. В ряду хром (У1) ? молибден (У1) ? вольфрам (У1) наблюдается ослабление окислительных и кислотных свойств. Увеличение степени окисления у металла приводит к усилению кислотных свойств. Увеличение кислотности с увеличением степени окисления означает рост ковалентности связи. Соединения хрома (Ш). Степень окисления 3+ наиболее характерна для хрома. Этой степени окисления соответствует оксид хрома (вещество очень тугоплавкое, темно-зеленого цвета, нерастворимое в воде и в кислотах). Оксид хрома Ш можно растворить при сплавлении со щелочами.Оксид хрома(Ш) имеет ярко выраженный амфотерный характер. С кислотами гидроксид хрома (Ш) образует соли. Со щелочами получаются хромиты (изумрудные соли гидрооксохромистых кислот). Растворы солей хрома (Ш) в зависимости от условий (pH, температуры, концентрации) окрашены от фиолетового до зеленого цвета (изменяется внутренняя и внешняя кординационные сферы существующих в этих условиях комплексов). Поскольку гидроксид хрома (Ш) очень слабое основание, соли хрома (Ш) в значительной степени гидролизуются. Поэтому в водных растворах солей хрома (Ш) с анионами слабых кислот не образуется. В этом случае в осадок выпадает оксид хрома (Ш). Соединения хрома (Ш) при действии сильных окислителей в щелочной среде переходят в хроматы (растворы желтлгл цвета), а в кислой среде образуют бихроматы (оранжевого цвета). Перевод соединений молибдена и вольфрама низких степеней окисления в высшие степени окисления трудностей не представляет. Они окисляются кислородом воздуха. Поликислоты. Содержат остатки одной и той же кислоты. Гетерополикислоты. Содержат остатки разных кислот. Влияние pH. Основные формы изополимолибдатов. В щелочной среде преобладает молибдат-анион. При pH = 4-5 образуется гептамолибдат, а при pH меньше 5 в растворе существует октамолибдат.

Тема 27. Тема: Марганец, технеций, рений. Сойства соединений марганца с различными степенями окисления. Зависимость потенциала от pH.

домашнее задание , примерные вопросы:

Подгруппа марганца (У11 В подгруппа). Марганец образует соединения в состояниях окисления П, Ш, 1У, У, У1, У11. Рений и технеций устойчивы в степени окисления У11. Растворение металлов. Марганец растворяется в разбавленных кислотах с выделением водорода. Рений и технеций растворяются в азотной кислоте с образованием перренатов и пертехнататов. Стабилизация степени окисления У11 сверху вниз объясняется уменьшением прочности связи валентных электронов по мере роста радиуса атома (технеция и рения). Соединения марганца (П). В сильнощелочной среде в присутствии сильных окислителей марганец (П) переходит в марганец (У1). В кислой среде марганец (П) переходит в марганец (У11). Марганец (1У). Пиролюзит (диоксид марганца) при растворении в серной кислоте восстанавливается в сульфат марганца (П). В этой степени элемента У11 В подгруппы образуют кластеры (например, рений). Марганец (У1). Соли манганаты (соответственно ренаты, технататы). Для манганатов характерны реакции диспропорционирования. При восстановлении манганатов в кислой среде получаются соли марганца (П). Если восстановление происходит в нейтральной или щелочной среде, то получается диоксид марганца (1У) или гидроксид марганца (1У). Соединения марганца (У11), технеция (У11), рения (У11). В кислой среде перманганат восстанавливается в марганец (П). В нейтральной среде при этом получается диоксид марганца (пиролюзит). В щелочной среде образуется в результате одноэлектронного перехода манганат.

Тема 28. Тема: Железо, кобальт, никель. Комплексные соединения: устойчивость, энергетические диаграммы. Роль в биологических процессах.

КСР , примерные вопросы:

VIII В подгруппа. Подгруппа охватывает 3 периода d-элементов, которые можно классифицировать по вертикали и по горизонтали. По вертикали: триада железа (рутений, осмий), триада кобальта (родий, иридий), триада никеля (палладий, платины). По горизонтали: семейство железа (железо, кобальт, никель), семейство платины (рутения, родия, палладия, осмий, платина, иридий). Триады по вертикали имеют большее сходство по строению внешних электронных оболочек. По физическим и химическим свойствам более сходными являются элементы семейств железа и платиновых металлов. По вертикали реализуются более высокие степени окисления и растет инертность. После отрыва s-электронов следует отрыв d-электронов, которые легче будут отрываться у атомов или ионов с большим радиусом, т.е. у платиновых металлов. Этим можно качественно можно объяснить наличие высших степеней окисления у платиновых металлов. Химические свойства. Железо реакционноспособно. Легко реагирует с кислотами (разб.). В концентрированной азотной кислоте и 100%-ной серной на холоду железо пассивируется . С разбавленной азотной кислотой железо реагирует с образованием нитрата железа (Ш) и оксида азота.

письменная работа , примерные вопросы:

Письменная работа

Тема 29. Тема: Металлы платиновой группы. Кинетическая инертность. Комплексные соединения: изомерия, эффект транс-влияния.

домашнее задание , примерные вопросы:

Платиновые металлы (ПМ). Способность к комплексообразованию выражена сильнее, чем у металлов триады железа. Валентные орбитали ПМ имеют большую протяженность, чо способствует донорно-акцепторному взаимодействию и увеличению расщепления d-орбиталей кристаллическим полем лиганда. Электронные оболочки ПМ обладают достаточной мягкостью для образования ковалентных связей с лигандом. Поэтому значительная часть КС является низкоспиновыми (даже с лигандами слабого поля). КС инертны. В ПС по вертикали кинетическая инертность растет: никель(П)- палладий(П) ? платина (П). Это связано с увеличением энергии расщепления кристаллическим полем лигандов и увеличением прочности ковалентной связи металл ? лиганд вследствие повышения деформируемости электронных оболочек у тяжелых ПМ.

Тема 30. Тема: Медь, серебро, золото. Диспропорционирование соединений М(I). Соединения меди (П). Формы координационного полиэдра.

КСР , примерные вопросы:

Подгруппа меди (1 В подгруппа). Медь, серебро и золото обладают большим поляризующим действием. Притягивают внешние электроны и склонны их сохранять при себе. Химическая активность уменьшается от меди к золоту. Золото и серебро (в меньшей степени) устойчивы на воздухе, а медь покрывается слоем малахита. Все три элемента расположены в ряду напряжений за водородом. Поэтому в кислотах-неокислителях не растворяются. Медь и серебро растворимы в концентрированных азотной и серной кислотах (можно и в соляной кислоте, но в присутстии кислорода). Золото растворимо в горячей селеновой кислоте и в царской водке. Степень окисления 1+ характерна для серебра. Соединения меди (1) и серебра (1) растворяются за счет комплексообразования с аммиаком или в избытке одноименного аниона. Галогениды склонны к реакциям диспропорционирования. Степень окисления 2+ характерна для меди. При растворении солей меди(П) в воде образуется синий октаэдрический аквакомплекс. Если в координационную сферу входят другие лиганды, то цвет может быть коричневым или зеленым. Гидроксид меди(П) обладает слабой амфотерностью. При его растворении в концентрированной щелочи образуется синий гидрооксокупрат. Галогениды меди (П) растворяются в избытке реактива. Медь (П) образует катионные и анионные (купраты) КС. Степень окисления 3+ характерна для золота. Оксид и гидроксид золота (Ш) амфотерны с преобладанием кислотных признаков. При растворении в килотах и щелочах получаются соответствующие аураты, в которых золото(Ш) имеет координационное число 4.

письменная работа , примерные вопросы:

Письменная работа

Тема 31. Разбор конкретной ситуации: ?Расщепление d-уровня кристаллическим полем разной симметрии?.

домашнее задание , примерные вопросы:

Расщепление d-уровня кристаллическим полем разной симметрии (квадрат, тетраэдр, октаэдр)

Тема 32. Тема: Химия f-элементов. Семейство лантанидов. Лантанидное сжатие. Семейство актинидов. Трансурановые элементы.

домашнее задание , примерные вопросы:

Элементы побочной подгруппы Ш В группы. В эту подгруппу входят 32 элемента: 17 редкоземельных (РЗЭ), актиний и 14 актинидов. РЗЭ ? это скандий, иттрий, лантан и 14 лантанидов. В ряду церий ? лютеций постепенно уменьшаются атомные и ионные радиусы (лантанидное сжатие). По свойствам легкие лантаниды тяготеют к лантану, а тяжелые к иттрию. Лантаниды в соответствии с этим делят на цериевую подгруппу (лантан, церий ?европий) и иттриевую подгруппу (иттрий, гадолиний-лютеций). У актинидов выделяют тоже две подгруппы: кюрия (торий-кюрий) и берклия (берклий-лоуренсий). Элементы, следующие за ураном, называют трансурановыми. Наиболее устойчивая степень окисления лантанидов 3+. Поэтому химически они похожи друг на друга. Церий может проявлять степень окисления 4+, а европий ? 2+. Особенности химии лантанидов: 1. f-Орбитали почти не участвуют в образовании химических связей (вклад около10%), так как являются внутренними. Следовательно эти элементы образуют соединения с преимущественно ионным типом связи (аналогично ЩЗМ). 2. Для f-орбиталей, как и для d-орбиталей, характерно расщепление в полях более низкой симметрии, чем сферическая. Однако так как эти орбитали лежат ниже по энергии, чем 5s-, 5p-, 6s-орбитали, энергетический выигрыш такого расщепления невелик, а эффект стабилизации кристаллическим полем незначителен.

Тема 33. Тема: Галлий, индий, таллий. Постпереходные металлы. Вторичная периодичность.

домашнее задание , примерные вопросы:

Постпереходные металлы (галлий, индий, таллий). Эти металлы отличаются от типических (бор и алюминий). Их валентным электронам предшествует полностью сформированная 18-электронная легко деформированная оболочка. В случае типических элементов валентным электронам предшествует жесткая, малодеформируемая электронная оболочка благородного газа. В результате нарушение принципа монотонности свойств. Такая немонотонность рассматривается как ?вторичная периодичность?, которая встречается во всех группах, в которых есть постпереходные элементы. Постпереходные элементы противоположны переходным элементам, для которых наблюдается повышение степени окисления сверху вниз, а в случае постпереходных элементов ? понижение: галлий (Ш), индий (Ш), таллий(1). Объясняется эффектом инертной пары.

Тема 34. Тема: Бор и алюминий. Гидриды, оксиды, гидроксиды. Борная кислота

домашнее задание , примерные вопросы:

Алюминий и бор. Алюминий самый распространенный металл в земной коре. Это типичный металл, но соединения ковалентны. Алюминий в отличие от бора амфотерен. Алюминий образует не только анионные, но и катионные КС. Алюминий достаточно инертен, т.к. образуется тонкая оксидная пленка, которую можно снять амальгамированием. Инертен к концентрированной азотной кислоте. Щелочи разрушают оксидный слой: образуются КС. Соли алюминия (Ш) слабых кислот подвергаются гидролизу и не существуют в растворе, как в случае хрома (Ш) и железа (Ш). Бор растворяется в концентрированной азотной кислоте при нагревании с образованием борной кислоты. Это кислота Льюиса, т.е. кислотные свойства связаны с присоединением гидроксильной группе. При растворении боридов металлов в соляной кислоте образуются бороводороды ? соединения с дефицитом электронов. В подобных соединениях реализуется трехцентровая связь за счет перекрывания двух гибридных орбиталей бора и одной орбитали водорода.

Тема 35. Тема: Инертные газы. Фториды ксенона и криптона. Трехцентровые орбитали

контрольная работа , примерные вопросы:

Инертные газы. Фториды ксенона и криптона. Трехцентровые орбитали

Тема . Итоговая форма контроля

Тема . Итоговая форма контроля

Примерные вопросы к зачету и экзамену:

Тематический план практических занятий по курсу "Неорганическая химия".

Практическое занятие 1. Классы неорганическихъ соединений, окислительно-восстановительные реакции.Основные законы химии.

Практическое занятие 2. Строение атома. Химическая связь.

Практическое занятие 3. Растворы.

Практическое занятие 4. Окислительно-восстановительные процессы.

Практическое занятие 5. Комплексные соединения. Структура комплексных соединений.

Практическое занятие 6. Галогены.

Практическое занятие 7. Кислород, сера. Подгруппа селена.

Практическое занятие 8. Азот, фосфор. Подгруппа мышьяка.

Практическое занятие 9. Углерод, кремний.Подгруппа германия.

Практическое занятие 10. Теоретические основы неорганического синтеза.

Практическое занятие 11. Синтезы неорганических соединений.

Практическое занятие 12. Общие свойства металлов. Физико-химический анализ. Окислительно-восстановительные процессы.

Практическое занятие 13. Свойства переходных металлов. Подгруппы ванадия и титана.

Практическое занятие 14. Подгруппа хрома.

Практическое занятие 15. Подгруппа марганца.

Практическое занятие 16. Подгруппа железа, кобальта, никеля.

Практическое занятие 17. Подгруппы цинка и меди.

Практическое занятие 18. Защита курсовой работы.

Тематический план для самостоятельной работы студентов(200 ч.):

1.Классификация неорганических соединений, их номенклатура и графические формулы.

2. Окислительно-восстановительные реакции, их типы, состав-ление уравнений методом электронно-ионного баланса.

3. Моль, эквивалент. Методы определения мольных и эквива-лентных масс.

4. Решение задач на все виды концентраций веществ в раство-рах.

5. Теории строения атома. Уравнение Шредингера, физический смысл квантовых чисел. Принципы заполнения электронных оболочек атомов.

6. Строение атома и Периодическая система элементов. Кайно-симметрия, вторичная и внутренняя периодичность.

7. Химическая связь. Описание ковалентной связи в методе ва-лентных связей, модели Гиллеспи, методе молекулярных ор-биталей.

8. Ионная, Ван-дер-Ваальсова и водородная связь. Полярность связей: электроотрицательность элементов и дипольные мо-менты молекул.

9. Первое начало термодинамики: теплота, работа, внутренняя энергия и энтальпия. Термохимические расчеты: цикл Борна-Габера, энтальпия гидратации ионов, закон Кирхгофа.

10. Второй закон термодинамики: энтропия и свободная энергия Гиббса.

11. Химическая кинетика: скорость и энергетический профиль реакции, кинетическое уравнение, порядок и молекулярность реакции, зависимость скорости реакции от температуры и концентрации реагентов, закон действующих масс, химическое равновесие.

12. Растворы. Свойства растворов неэлектролитов. Электролити-ческая диссоциация. Кислотно-основная ионизация. Теории кислот и оснований. Слабые электролиты.

13. Сильные электролиты: активность ионов. Ионное произведе-ние воды. Буферные растворы. Произведение растворимости. Гидролиз солей. Неводные растворители.

14. Окислительно-восстановительные реакции: электродный по-тенциал, уравнение Нернста. Электролиз, электрохимическая поляризация.

15. Комплексные соединения. Типы комплексов. Описание хи-мической связи в комплексных соединениях: теория кристал-лического поля, метод валентных связей, метод молекулярных орбиталей. Изомерия в комплексных соединениях. Транс-влияние.

16. Галогены: химия фтора, химия хлора, особенности подгруппы брома.

17. Элементы группы VIA: химия кислорода, химия серы, осо-бенности подгруппы селена.

18. Элементы группы VA: химия азота, химия фосфора, особен-ности подгруппы мышьяка.

19. Элементы группы IVA: химия углерода, химия кремния,

особенности подгруппы германия.

20. Физико-химический анализ. Построение диаграмм плавкости.

21. Синтетические работы по химии. Особенности работы с неко-торыми химическими реактивами.

22. Разновидности химических синтезов (синтезы при взаимодей-ствии твердых веществ).

23. Разновидности химических синтезов (синтезы при взаимодей-ствии водного раствора с газом).

24. Разновидности химических синтезов (синтезы при взаимодей-ствии водного раствора с твердым веществом).

25. Разновидности химических синтезов(синтезы при понижен-

ном давлении).

26. Элементы группы IV B: химия подгруппы титана и их особен-ности.

27. Элементы группы V B: химия подгруппы ванадия и их особен-ности.

28. Элементы группы VI B: химия подгруппы хрома и их особен-ности.

29. Элементы группы VII B: химия подгруппы марганца и их осо-бенности.

30. Элементы группы VIII B: химия триады элементов железо, ко-бальт, никель.

31. Элементы группы VIII B: химия триады элементов осмий, ир-ридий, платина.

32. Элементы группы I B: химия подгруппы меди и их особенности.

33. Элементы группы II B: химия подгруппы цинка и их особен-
ности.

34. Подготовка, написание и представление курсовой работы
по дисциплине "неорганическая химия"

ПРИМЕРЫ БИЛЕТОВ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ

БИЛЕТ ◆1

1.Для идентификации и поглощения оксида углерода(II) применяют аммиачные растворы азотнокислого серебра и хлорида меди(I). На каких свойствах оксида углерода(II) основаны реакции взаимодействия его с этими реагентами? Напишите уравнения реакций.

Ответы: 1) присоединения, 2) окислительных, 3) восстановительных, 4) комплексообразующих.

2.Тиокарбонаты, тиоугольная кислота. Получение, свойства, устойчивость. Какое пространственное расположение характерно для триоксокарбонат- и трисульфидокарбонат-ионов, каков тип гибридизации атомных орбиталей атома углерода в них?

Ответы: 1) sp, 2) sp2, 3) sp3, 4) линейное, 5) треугольное, 6) тетраэдрическое.

3. Какие из приведенных реакций могут быть использованы для получения дисульфида кремния?

Ответы: 1) Si+S →, 2) H2S+Si →, 3) SiCl4+H2S(р) →, 4) Na2SiO3(р)+H2S(г) →.

4. К 50 мл 1% -ного раствора ацетата натрия добавлено 10 мл 0,1 М раствора хлороводородной кислоты. Вычислите pH полученного раствора. K(CH3COOH) =1,8•10-5.

Ответы: 1) 6,5; 2) 7,2; 3) 8,2; 4) 9,0.

5. Закончите уравнения реакций: a) SnCl2 + NH2OH + NaOH →NH3+ ?; b) SiF4+ H2O →. Укажите число молей окислителя в реакции a) и число молей воды в реакции b).

Ответы: a - 1) 1 моль, 2) 3 моля, 3) 5 молей; b - 1) 1 моль, 2) 2 моля, 3) 3 моля.

БИЛЕТ ◆ 2

1.Как изменится давление насыщенного пара растворителя при растворении в нем какого-либо нелетучего вещества? При объяснении использовать принцип Ле-Шателье . Первый закон Рауля, две формулировки закона, математическая запись.

2.Влияет ли присутствие избытка соляной кислоты на электропроводность K+ в растворе KCl ?

3.Известно, что энергия водородной связи между анионом ЭО4n- и молекулами воды в ряду C1O4- - SO42- - PO43- - SiO44- возрастает от 7,1 до 35,6 кДж/моль. Какая зависимость существует между зарядом и размером аниона и его склонностью к гидролизу? Какая существует взаимосвязь между склонностью аниона к гидролизу и способностью образованной им кислоты к кислотной ионизации? Как изменяется склонность к гидролизу в ряду C1O4?SO42-- PO43?SiO44-?

4.Попытайтесь предсказать, как изменится скорость реакции между ионами в растворе при увеличении ионной силы.

5.Раствор KNO3, содержащий 8,44 массовых долей соли, показывает прирост температуры кипения на 0,797□C по сравнению с температурой кипения воды. Вычислить степень диссоциации соли в растворе.

6.Вычислить эффективную концентрацию ионов Cu2+ и SO42- в 0,1 н. растворе сульфата меди, если кажущаяся степень диссоциации соли равна 40 %.

7.Вычислить pH раствора и степень гидролиза соли в 0,1 М растворе Cu(NO3)2. K2= 3.4□10-7.

8.Вычислить ПР фосфата серебра , если растворимость этой соли в воде составляет 4.68□10-6 моль/л.

БИЛЕТ ◆ 3

1. Составьте уравнение реакции окисления восстановления по следующей схеме и укажите связь эквивалентных и мольных масс окислителя и восстановителя

VSO3 + HNO3 = H2SO4 + VO(NO3)2 + NO

2. Определите ЭДС гальванического, состоящего из свинцовой пластины в растворе с концентрацией ионов свинца(II) равной 0.0001 моль/л и оловянной пластины в растворе с концентрацией ионов олова(II) равной 0.1 моль/л. Стандартные потенциалы свинца и олова соответственно равны -0.13 и 0.-14. Написать уравнение реакции, протекающей в гальваническом элементе.

3. Определите направление окислительно-восстановительной реакции:

Hg2 2+ + Fe2+ □ Fe3+ +Hg

E0: Hg2 2+/Hg = +0.789; Fe3+/Fe2+ = +0.771;

a { Hg2 2+} = { Fe2+}= 1*10-2 моль/л; { Fe3+} =10-2 моль/л

b { Hg2 2+} = { Fe2+}= 1*10-2 моль/л; { Fe3+} =10-4 моль/л

4. По диаграммам Латимера рассчитайте значения E0 для перехода BrO3-/Br2 ,если известны E0 для следующих переходов: BrO3-/HBrO +1.495; HBrO/Br2 +1.574; Br2/Br- + 1.087

БИЛЕТ ◆ 4

1.Открытие электрона и его значение для теории строения атома.

2.Постулаты Бора.

3.Чем определяется и каково число квантовых ячеек (орбиталей) на каждом из подуровней?

4.Характеристики химической связи.

5.Основные положения метода МО. Связывающие, разрыхляющие, несвязывающие и др. орбитали

6.Описание химической связи в H2O по методу ВС (□HOH=1050).

7.От какой частицы труднее оторвать электрон: от атома водорода или от молекулы водорода? Почему? (Привлечь метод МО)

Билет ◆ 5

1.Определите полярность и рассчитайте ЭДС гальванического элемента, состоящего из оловянной пластины, помещенной в раствор с концентрацией ионов олова(П) равной 0,1 моль/л, и свинцовой пластины в растворе с концентрацией ионов свинца(П) равной 0,001 моль/л. Нормальные потенциалы олова и свинца соответственно равны -0,14 и -0,13 В.

2.Обогащение руд флотацией.

3.Изобразите диаграмму состояния системы, отвечающую нижеприведенной схеме, обозначив особые точки и поля, указав природу твердых фаз. Опишите процессы при охлаждении расплава, отвечающего точке а.

Билет ◆6

1.Какое поле создают молекулы H2O в ионе Cr(OH2)62+, если параметр расщепления составляет 13900 см-1 , а энергия спаривания электронов равна 23500 см ? Сколько у него неспаренных электронов?

Ответы: 1) слабое; 2) сильное; 3) 2; 4) 0; 5) 4

2.Написать уравнение реакции взаимодействия хрома концентрированной азотной кислотой. Определить число молей продукта пассивации. Указать окраску продукта восстановления. Ответы: 1) 2; 2) 1; 3) 3; 4) бурая; 5) бесцветная.

3. Сколько молей газа образуется при взаимодействии дихромата(VI) калия с концентрированной соляной кислотой при нагревании? Какие свойства проявляет в реакции дихромат(VI) калия?

Ответы: 1) 3; 2) 2; 3) 1; 4) окислительные; 5) восстановительные.

4.Установить химическую природу MoO2Cl2 и WO2Cl2 и значение pH среды при их гидролизе.

Ответы: 1) основная; 2) кислотная; 3) pH > 7; 4) pH = 7; 5) pH

5. Какую окраску имеют щелочные растворы тетраоксохромата(VI) калия? Каково строение комплексного иона хрома(VI)?

Ответы: 1) оранжевую, 2) зеленую; 3) желтую; 4) октаэдр; 5)тетраэдр

Билет 7

1.Какова конфигурация валентных электронов в атоме титана в основном состоянии?

Ответ:

1) ?3d24s2 2)...4s24p2 3).. 4s]4p3 4)..3d34s1

2. Какие реакции можно использовать, чтобы перевести TiO_2 в растворимое состояние? Напишите уравнения соответствующих реакций.

Ответ:

1)TiO_2 + HC1(конц.) → 3) TiO_2 + HF →

2)TiO_2 + C + C12 → 4) TiO_2 + NaOHтв. →

3. В молекуле какого хлорида связь между атомами имеет наиболее ковалентный характер?

Ответ:

1)T1C14 2)ZrC14 3)HfC14

4. Какие реакции можно использовать для получения оксида ванадия(V) в лаборатории?

Ответ:

1)NH_4VO_3 → t 3) $VOC13$ + H_2O →

2)V + O_2 → 4) $V_2(SO_4)_3$ + $KMnO_4$ + H_2SO_4 →

Допишите соответствующие уравнения.

5. Какие степени окисления имеет ванадий в наиболее устойчивых своих соединениях?

Ответ:

1)+2 2)+3 3)+4 4)+5

6. Напишите уравнение реакции

$NaVO_3$ + H_2SO_4(разб.) + Zn(избыт.) →

и подсчитайте сумму коэффициентов в левой части уравнения.

Ответ: 1)11 2)15 3)16 4)19

7. На примере свойств элементов IVБ группы покажите явление вторичной периодичности.

ПРИМЕРЫ ТЕСТОВЫХ ЗАДАНИЙ ДЛЯ КОНТРОЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ СТУДЕНТОВ, ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОТДЕЛЬНЫМ РАЗДЕЛАМ ДИСЦИПЛИНЫ (ИНТЕРАКТИВНЫЙ ОПРОС)

1. Основные классы и номенклатура неорганических соединений

1. (С2) Основания можно получить при взаимодействии:

а) оксида железа(III) и воды

б) хлорида алюминия и избытка раствора гидроксида натрия

в) карбоната натрия и раствора гидроксида бария

г) хлорида магния и избытка раствора гидроксида калия

2. (С1) Вещества, с которыми реагируют как Al_2O_3, так и CO_2 :

а) H_2O б) NaOH в) H_2SO_4 г) Na_2O

3. (С5) Расположите данные соли по их увеличению основности:

фосфат кальция

дигидрофосфат натрия

гидрофосфат калия

фосфат гидроксокальция

4. (В5) Расположите данные оксиды по увеличению их кислотных свойств:

Оксид марганца(IV)

Оксид марганца(III)

Оксид марганца(VII)

5. (С1) Схемы осуществимых в воде реакций:

а) $CaCO_3$ + KCl → б) $ZnSO_4$ + KOH →

в) Cu + $ZnSO_4$ → г) FeS + HCl →

6. (B2) Укажите формулы оксидов, не реагирующих со щелочами:
а) Al_2O_3 б) K_2O в) P_2O_5 г) BaO
7. (B2) Вещества, с которыми реагирует SO_3, но не реагирует K_2O:
а) BaO б) H_2O в) H_2SO_4 г) NaOH
8. (C2) Гидроксид алюминия проявляет кислотные свойства, реагируя:
а) соляной кислотой б) гидроксидом калия
в) серной кислотой г) гидроксидом бария
9. (C2) Кислотные остатки, которые имеют заряд (2-):
а) гидрокарбонат-ион б) гидрофосфат-ион
в) дигидрофосфат-ион г) сульфит-ион
10. (D2) Схемы возможных реакций между солью и кислотой в растворах:
а) $KCl + H_2SO_4$ (разб) $\rightarrow$ б) KCl(тв.) + H_2SO_4 (конц) $\rightarrow$
в) $AgNO_3 + HCl \rightarrow$ г) $KHCO_3 + HNO_3 \rightarrow$
11. (C1) Схема реакции, в которой ортофосфорная кислота выступает как двухосновная:
а) $NH_3 + H_3PO_4 \rightarrow NH_4H_2PO_4$ б) $2KOH + H_3PO_4 \rightarrow K_2HPO_4 + 2H_2O$
в) $3Ba(OH)_2 + 2H_3PO_4 \rightarrow Ba_3(PO_4)_2 + 6H_2O$ г) $NaOH + H_3PO_4 \rightarrow NaH_2PO_4 + H_2O$
12. (C2) Схемы реакций, в которых ортофосфорная кислота выступает как одноосновная:
а) $NH_3 + H_3PO_4 \rightarrow NH_4H_2PO_4$ б) $2KOH + H_3PO_4 \rightarrow K_2HPO_4 + 2H_2O$
в) $3Ba(OH)_2 + 2H_3PO_4 \rightarrow Ba_3(PO_4)_2 + 6H_2O$ г) $NaOH + H_3PO_4 \rightarrow NaH_2PO_4 + H_2O$
13. (B1) И с водой, и с соляной кислотой реагирует:
а) CuO б) CO_2 в) N_2O г) CaO
14. (B1) Два типа кислых солей образует кислота:
а) угольная б) сероводородная в) сернистая г) ортофосфорная
15. (D2) Вещества, с которыми гидроксид кальция в водном растворе может образовать карбонат кальция:
а) угарный газ б) гидрокарбонат калия
в) карбонат натрия г) углекислый газ
16. (B2) Химическое взаимодействие возможно между солями:
а) K_2S и $CuSO_4$ б) $Ca(NO_3)_2$ и K_2CO_3
в) $BaSO_4$ и KCl г) $AgNO_3$ и KCl
17. (B1) Вещество, которое переводит гидрофосфат кальция в дигидрофосфат кальция:
а) гидроксид кальция б) фосфорная кислота в) хлорид кальция г) гидроксид калия
18. (B1) Группа, все вещества в которой реагируют с водным раствором $CuCl_2$:
а) $AgNO_3$, Na_2CO_3, Ag б) NaOH, K_3PO_4, Fe
в) K_2S, HNO_3, H_3PO_4 г) $Ba(OH)_2$, Na_2CO_3, $AgNO_3$
19. (C2) Оксиды, взаимодействующие со щелочами:
1) Cr_2O_3 2) MgO 3) CaO 4) N_2O 5)CO_2 6) ZnO 7) Al_2O_3
20. (C2) Кислоты, диссоциирующие в водном растворе как слабые электролиты:
1) H_2S 2) HF 3) H_2SO_3 4) $HClO_4$ 5) H_2SiO_3 6) H_2SO_4 7) HNO_3 8) HI
21. (B1) Вещества, с которыми реагирует цинк:
а) вода и соляная кислота б) гидроксид натрия и соляная кислота
в) гидроксид натрия и вода г) хлорид натрия и кислород
22. (C2) Вещества, образующие соль в реакциях с оксидом марганца(VII):
а) оксид калия б) гидроксид натрия в) оксид серы(VI) г) оксид фосфора(V)
23. (C2) Символы элементов, образующих основные, амфотерные и кислотные оксиды:
а) Cl б) Cr в) Al г) Mn
24. (C2) Схемы реакций, продуктом которых является средняя соль (взяты водные растворы):

а) 1 моль $Ca(OH)_2$ + 2 моль HCl б) 1 моль H_3PO_4 + 2 моль KOH

в) 2 моль H_3PO_4 + 3 моль $Ca(OH)_2$ г) 1 моль $CuCl_2$ + 1 моль H_2S

25. (C1) Схема реакции, продуктом которой является кислая соль (взяты водные растворы):

а) 1 моль $Ca(OH)_2$ + 2 моль HCl б) 1 моль H_3PO_4 + 2 моль KOH

в) 2 моль H_3PO_4 + 3 моль $Ca(OH)_2$ г) 1 моль $CuCl_2$ + 1 моль H_2S

26. (C2) Сульфат металла можно получить при взаимодействии:

а) железа с серой при нагревании

б) железа с разбавленной серной кислотой

в) меди с H_2SO_4 (конц.)

г) железа с водным раствором $CuSO_4$

27. (C2) Реагенты, которые переводят гидрокарбонат калия в карбонат калия:

а) HCl б) KOH в) H_2CO_3 г) $Ca(OH)_2$

28. (C2) Двухосновными кислотами являются:

а) уксусная б) серная в) ортофосфорная г) угольная

29. (C2). Вещества, с которыми взаимодействуют щелочи:

а) растворимые соли меди б) слабые кислоты

в) основные оксиды г) амфотерные гидроксиды

30. (C2) Вещества, реагирующие с CaO, но не реагирующие с P_2O_5:

а) вода б) соляная кислота в) гидроксид калия г) углекислый газ

31. (D2) Соли образуются при взаимодействии:

а) CaO + K_2O б) NaOH(р) + $Al(OH)_3$

в) NH_3 + H_2SO_4 г) $CaHPO_4$ + $Ca(OH)_2$ (р-р)

32. (C1) Наиболее сильное основание из перечисленных:

1) RbOH 2) KOH 3) LiOH 4) $Ca(OH)_2$ 5) NH_4OH

33. (C1) Наиболее слабое основание из перечисленных:

1) RbOH 2) KOH 3) LiOH 4) $Ca(OH)_2$ 5) NH_4OH

34. (C1) Оксид металла, относящийся к кислотным:

а) CuO б) CrO_3 в) Al_2O_3 г) Fe_2O_3

35. (C2) Вещества, с которыми реагируют как Al_2O_3, так и CO_2 :

а) H_2O б) NaOH в) H_2SO_4 г) Na_2O

ПРИМЕРЫ КОНТРОЛЬНЫХ ЗАДАНИЙ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ П О ИТОГАМ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

1.Волновая функция. Электронное облако. Радиальное распределение электронной плотности около ядра атома водорода.

2.Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

3.Электролитическая диссоциация. Гидратация ионов в растворе. Основания и кислоты с точки зрения теории электролитической диссоциации.

4.Напишите уравнения реакций, лежащих в основе всех известных Вам промышленных и лабораторных способов получения хлора и иода (с указанием условий их протекания).

5.Закончить уравнения реакций:

KBr + H_2SO_4(конц.) □

BrF_5 + H_2O □

$Ca(ClO)_2$ + HCl □ .....

$KBrO_3$ + $FeSO_4$ + H_2SO_4 □ ?

6.Как в ряду кислот H_2SO_4 - H_2SeO_4 - H_2TeO_4 изменяются: а) окислительная способность, б) кислотные свойства, в) термодинамическая устойчивость? Дайте краткое пояснение, и где возможно - подтвердите соответствующими уравнениями реакций.

7.Закончить уравнения реакций:

$Cr_2(SO_4)_3 + K_2S_2O_8 + H_2O \rightarrow$

$TeF_6 + CsF \rightarrow$

8.Как в ряду аммиак - висмутин изменяются: а) термодинамическая устойчивость соединений, б) реакционная способность, в) восстановительная активность, г) основность? Дайте краткое объяснение по каждому пункту.

9.Напишите уравнения реакций термического разложения а) ортофосфорной кислоты, б) фосфористой кислоты, в) фосфорноватистой кислоты.

ПРИМЕРЫ КОНТРОЛЬНЫХ ЗАДАНИЙ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ИТОГОВОЙ АТТЕСТАЦИИ ПО РЕЗУЛЬТАТАМ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

1.Почему церий и тербий в соединениях проявляют степень окисления 3+ и 4+, а европий и иттербий 3+ и 2+?

2.Причины нарушения последовательности заполнения одноэлектронных d- орбиталей. Межэлектроннос взаимодействие.

3.Компоненты А и В образуют инконгруэнтно плавящееся соединение, в котором содержится 66,7 мол.% В. Нарисуйте диаграмму плавкости этой системы. Возможен ли другой вид диаграммы той же системы в этом случае?

4.В чем можно растворить медную пластинку?

1)HC1(разб.) 2)NaOH(разб.) 3) NaCN (р-р) 4) HNO_3(конц)

5.Какие вещества могут образоваться при взаимодействии цинка с концентрированной серной кислотой при нагревании?

1)H_2 2)$ZnSO_4$ 3)S_{02} 4)S 5)H_2S

6.В чем растворяется металлический ванадий?

1) HF 2) HC1 3)HN03 4) NaOH Написать уравнения реакций.

7.Что получается при взаимодействии водных растворов хлорида титана (IV) и сульфида калия? 1)$TiOC_{12}$ 2)$Ti(OH)_4$ 3)TiS_2 4)KCl 5)H_2S

8.Сколько гидратирующих молекул воды входит во внутреннюю сферу ванадия в растворе сульфата ванадила?

1)3 2)4 3)5 4)6

9.Какие ионы могут существовать а) в кислой среде, б) в щелочной среде?

1) $[Cr(H_20)_6]^{3+}$ 2) $[Cr(OH)_6]^{3-}$ 3)CrO_4^{2-} 4)$Cr_2O_7^{2-}$

10. Как можно получить пентакарбонил марганца, если исходное вещество - перманганат калия? Напишите уравнение реакций, укажите условия.

11. При плавлении на воздухе щелочей платиновая посуда разрушается. Что при этом образуется? 1)$Na_2[Pt(OH)_6]$ 2)$Na_2[Pt(OH)_4]$ 3)Na_2PtO_2 4)PtO_2

12.Какой из хлоридов имеет наиболее ионный характер связи?

1)ZnC_{12} 2)$CdCl_2$ 3)$HgCl_2$ 4)$BaCl_2$

13.Какое различие в свойствах соединений магния и бериллия используется для разделения $Be(OH)_2$ и $Mg(OH)_2$; $BeCO_3$ и $MgCO_3$?

14.Какие реакции можно использовать для получения феррата калия?

Напишите уравнения реакций.

1)Fe_2O_3 + KNO_3(тв)+ KOH(ТВ) $\rightarrow$t 3)Fe_2O_3 + K_2CO_3(ТВ) $\rightarrow$t

2) $FeCl_3$ + Br_2 + KOH(конц) $\rightarrow$ 4) FeC!3 + Cl_2 + KOH(КонЦ)

САМОСТОЯТЕЛЬНАЯ РАБОТА СТУДЕНТОВ включает следующие виды работ:

1. Изучение теоретического лекционного материала;

2. Проработка теоретического материала (конспекты лекций, основная и дополнительная литература);

3. Доработка и оформление лабораторных работ начатых на практических занятиях;

4. Подготовка к семинарским занятиям и контрольным работам..

ПРОГРАММА САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ДЛЯ СТУДЕНТОВ по дисциплине "Неорганическая химия" (1 семестр)

№ п/п	Содержание занятия	Кол-во часов
1.	Классификация неорганических соединений, их номенклатура и графические формулы.	2 ч.
2.	Окислительно-восстановительные реакции, их типы, составление уравнений методом электронно-ионного баланса.	
3.	Моль, эквивалент. Методы определения мольных и эквивалентных масс.	2 ч.
4.	Решение задач на все виды концентраций веществ в растворах.	2 ч.
5.	Теории строения атома. Уравнение Шредингера, физический смысл квантовых чисел. Принципы заполнения электронных оболочек атомов.	2 ч.
6.	Строение атома и Периодическая система элементов. Кайносимметрия, вторичная и внутренняя периодичность.	2 ч.
7.	Химическая связь. Описание ковалентной связи в методе валентных связей, модели Гиллеспи, методе молекулярных орбиталей.	2 ч.
8.	Ионная, Ван-дер-Ваальсова и водородная связь. Полярность связей: электроотрицательность элементов и дипольные моменты молекул.	2 ч.
9.	Первое начало термодинамики: теплота, работа, внутренняя энергия и энтальпия. Термохимические расчеты: цикл Борна-Габера, энтальпия гидратации ионов, закон Кирхгофа.	2 ч.
10.	Второй закон термодинамики: энтропия и свободная энергия Гиббса.	2 ч.
11.	Химическая кинетика: скорость и энергетический профиль реакции, кинетическое уравнение, порядок и молекулярность реакции, зависимость скорости реакции от температуры и концентрации реагентов, закон действующих масс, химическое равновесие.	2 ч.
12.	Растворы. Свойства растворов неэлектролитов. Электролитическая диссоциация. Кислотно-основная ионизация. Теории кислот и оснований. Слабые электролиты.	2 ч.
13.	Сильные электролиты: активность ионов. Ионное произведение воды. Буферные растворы. Произведение растворимости. Гидролиз солей. Неводные растворители.	2 ч.
14.	Окислительно-восстановительные реакции: электродный потенциал, уравнение Нернста. Электролиз, электрохимическая поляризация.	2 ч.
15.	Комплексные соединения. Типы комплексов. Описание химической связи в комплексных соединениях: теория кристаллического поля, метод валентных связей, метод молекулярных орбиталей. Изомерия в комплексных соединениях. Транс-влияние.	2 ч.
16.	Галогены: химия фтора, химия хлора, особенности подгруппы брома.	2 ч.
17.	Элементы группы VIA: химия кислорода, химия серы, особенности подгруппы селена.	2 ч.
18.	Элементы группы VA: химия азота, химия фосфора, особенности подгруппы мышьяка.	2 ч.
	Итого:	36

ПРОГРАММА САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ДЛЯ СТУДЕНТОВ по дисциплине "Неорганическая химия" (2 семестр)

№ п/п	Содержание занятия	Кол-во часов
1,2.	Общий обзор металлов. Особенности строения атомов. Кристаллическая структура металлов. Металлическая связь и ее особенности. Зонная теория. Проводники, полупроводники , диэлектрики. Общие методы получения металлов (пирометаллургия, электрометаллургия, гидрометаллургия, термическое разложения соединений металлов для получения чистых металлов). Принципы обогащения руд. Сплавы, общие свойства сплавов. Смеси, твердые растворы, интерметаллические соединения. Коррозия металлов, механизм коррозии, защита металлов от коррозии.	4 ч.
3,4.	Физико - химический анализ. Равновесия в гетерогенных системах. Правило фаз Гиббса. Принципы соответствия и непрерывности. Диаграммы состояния воды и серы. Термический анализ. Построение диаграмм состояния двухкомпонентных систем. Эвтектика. Твердые растворы замещения и внедрения. Типы фазовых диаграмм.	4 ч.

5.S-элементы I A группы. Общая характеристика, строение атомов. Изменение по группе атомных радиусов и потенциалов ионизации. Характер химических связей в соединениях. Особенности лития. Оксиды, пероксиды, надпероксиды, озониды. Гидроксиды , соли, (в том числе двойные, кристаллогидраты). ч.2

6.S-элементы II A группы. Общая характеристика, строение атомов, изменение свойств в подгруппах. Характер химических связей в соединениях. Особенности бериллия. Особенности свойств S-элементов I и II периодов (кислотно - основные свойства гидроксидов бериллия и магния, карбонаты их). Способность к комплексообразованию. Жесткость воды. 2 ч.

7.p-элементы III A группы. Общая характеристика элементов, строение атомов. Изменение по группе устойчивости соединений высшей степени окисления атомов. Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию. Кристаллогидраты, двойные соли. Кислотно - основные свойства гидроксидов в ряду алюминий-таллий. Гидриды бора. Диборан. Особенности химических связей в молекуле диборана. 2 ч.

8.p-элементы IV A группы. Общая характеристика элементов, строение атомов. Степени окисления атомов. Изменение по группе устойчивости соединений высшей степени окисления. Характер химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию. Гомоцепные молекулы на основе углерода, гетероцепи на основе Si-O-Si в химии кремния. Силиконы и силоксаны, оксиды и гидроксиды элементов. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства их. 2 ч.

9.Общая характеристика переходных металлов. Строение атомов d - и f - элементов. Изменение по группам устойчивости соединений в высших степенях окисления атомов. Особенности свойств d - элементов по группам в сравнении с p-элементами. Оптические, магнитные свойства соединений d - и f - элементов. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов и гидроксидов d - элементов в разных степенях окисления их атомов. 2 ч.

10.d - элементы III B группы. Общая характеристика элементов, строение атомов. Изменение по группе химической активности. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Оксиды и гидроксиды. Изменение кислотно-основных свойств гидроксидов. Лантаноиды и актиноиды. Строение атомов , проявляемые степени окисления. Химические свойства. 2 ч.

11.Элементы IV B группы. Общая характеристика элементов, электронная конфигурация атомов, возможные степени окисления. Изменение химических свойств по группе. Склонность к комплексообразованию. Механизм растворения металлов в смеси азотной и плавиковой кислот. Особенности гидролиза солей Э (IV) . Оксосоединения. 2 ч.

12.d - элементы V B группы. Общая характеристика группы (изменение радиусов, потенциалов ионизации, характерных степеней окисления, химических свойств). Отношение простых веществ к кислороду, воде, кислотам, щелочам, царской водке, смеси азотной и плавиковой кислот. Кислотно-основные свойства гидроксидов. 2 ч.

13.Элементы VI B группы. Общая характеристика группы. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства элементов в разных степенях окисления. Окислительные свойства хроматов и дихроматов. Оксиды, гидроксиды, соли. Кластерные галогениды молибдена и вольфрама. Гидролиз солей. Пироксосоединения хрома. 2 ч.

14.d - элементы VII B группы. Общая характеристика элементов группы. Электронное строение, возможные степени окисления. Сравнительная характеристика по группам устойчивости высшей степени окисления элементов VII A и VII B подгрупп. Окислительные свойства перманганатов в кислой, нейтральной и щелочной средах. 2 ч.

15.d - элементы VIII B группы. Деление элементов на семейство железа и семейство платиновых металлов. Степени окисления атомов, характер химических связей в соединениях. Химическая активность подгруппы железа при обычной и высокой температурах. Пирофорное железо. Оксиды, гидроксиды соли. Подгруппа платины. Возможные степени окисления атомов. Химическая активность. Комплексные соединения. 2 ч.

16.Элементы I B группы. Общая характеристика атомов. Электронное строение, возможные степени окисления. Оптические , магнитные и окислительно-восстановительные свойства соединений в разных степенях окисления. Комплексообразование (описание химической связи по методы ТКП и ВС), координационные числа. Релятивистский эффект - причина "аномалии золота". 2 ч.

17Элементы II B группы. Общая характеристика атомов. Изменение свойств по группе (изменение радиусов, потенциалов ионизации, характерных степеней окисления, химических свойств). Комплексообразующие свойства, аутокомплексирование. Реакции диспропорционирования Hg2+2 и Cd2+2. Продукты взаимодействия солей ртути с аммиаком. Релятивистский эффект - причина жидкого состояния ртути при комнатной температуре. 2 ч.

Итого 34

7.1. Основная литература:

1.Тоуб М., Берджесс Дж. Механизмы неорганических реакций. Бином. 2012.

2.Бионеорганическая химия: структура и реакционная способность биомолекул, содержащих ионы металлов. Бином. 2012.

3.Общая и неорганическая химия. Учебное пособие для самостоятельной работы студентов. Казань: Казанский университет, 2011. - Ч.1 - 140 с. и Ч.2 - 142 с.

4.Лидин Р.А., Савинкина Е.В и др. Тестовые задания по общей и неорганической химии с решениями и ответами. Мир. 2010.

5.Эткинс П., Шрайвер Д. Неорганическая химия, в 2 тт. Мир. 2009.

6.Жауэн Ж.. Биометаллорганическая химия. Бином. 2009.

7.Бердетт Дж. Химическая связь. Бином. 2008.

8.Субботина Н. А., Алешин В.А., Знаменков К.О. Демонстрационные опыты по неорганической химии. Академия. 2008.

9.Гринвуд Н.Н., Эрншо А. Химия элементов, в 2 тт. Бином. 2008.

10.Марченко З., Бальцежак М. Методы спектрофотометрии в УФ и видимой областях в неорганическом анализе. Бином. 2007.

11.Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Неорганическая химия в реакциях. Справочник. Дрофа. 2007.

12.Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: Высш. шк., 2008. 742 с.

13.Тамм М.Е., Третьяков Ю.Д.. Неорганическая химия. Т. 1. Физико-химические основы неорганической химии. М.: Академия. 2004. - 240 с.

14.Дроздов А.А., Зломанов В.П., Мазо Г.Н., Спиридонов Ф.М. Неорганическая химия. Т. 2. Химия непереходных элементов. Под ред. академика РАН Ю.Д.Третьякова. М.: Академия. 2004. - 368 с.

15.Дроздов А.А., Зломанов В.П., Мазо Г.Н., Спиридонов Ф.М. Неорганическая химия. Химия переходных элементов. Т. 3, часть 1-ая Под ред. академика РАН Ю.Д.Третьякова. М.: Академия. 2007. - 352 с.

16.Глинка Н.Л. Общая химия. М. Интеграл-Пресс. 2008. 727 с.

17.Киселев Ю.М., Добрынина Н.А. Химия координационных соединений. - М.: Академия, 2007. - 352 с.

7.2. Дополнительная литература:

1.Третьяков Ю.Ф., Мартыненко Л.И., Григорьев А.Н., Цивадзе А.Ю. Неорганическая химия элементов. М.:МГУ, Академкнига, 2007. Т.1,

2.Хьюи Дж. Неорганическая химия: строение вещества и реакционная способность. М.: Химия, 1987. 696 с.

3.Турова Н.Я. Неорганическая химия в таблицах. М.: Высш. химич. колледж РАН, 1997. 140 с.

4.Кукушкин Ю. Н. Химия координационных соединений. М.: Высш. шк., 1985. 445 с.

5.Угай Я.А. Неорганическая химия, М.: Высшая школа, 2002. 527 с.

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

Каталог ссылок на химические ресурсы России и зарубежья - http://www.chemport.ru

КФУ.Химический институт им. А.М.Бутлерова. Библиотека - www.ksu.ru/f7/bin_files/Neorgan_Chimiya.doc

Образовательные ресурсы Интернета ? ХИМИЯ - http://media.ls.urfu.ru/chemistry/

Электронные ресурсы Химического института КФУ - http://www.kpfu.ru/main_pade?_sub=12946

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

Освоение дисциплины "Неорганическая химия" 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 оборудованием имеет соответствующее лицензионное программное обеспечение.

Учебно-методическая литература для данной дисциплины имеется в наличии в электронно-библиотечной системе "КнигаФонд", доступ к которой предоставлен студентам. Электронно-библиотечная система "КнигаФонд" реализует легальное хранение, распространение и защиту цифрового контента учебно-методической литературы для вузов с условием обязательного соблюдения авторских и смежных прав. КнигаФонд обеспечивает широкий законный доступ к необходимым для образовательного процесса изданиям с использованием инновационных технологий и соответствует всем требованиям новых ФГОС ВПО.

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

Автор(ы):
Улахович Н.А. _____
Амиров Р.Р. _____
"__" _____ 201 __ г.

Рецензент(ы):
Медянцева Э.П. _____
"__" _____ 201 __ г.

Лист согласования

N	ФИО	Согласование
1	Амиров Р. Р.	Согласовано
2	Бычкова Т. И.	Согласовано
3	Чижанова Е. А.	Согласовано с замечаниями Литература, обеспечивающая дисциплину и соответствующая требованиям, в пп. 3,12,13,14,16,17. Остальные издания отсутствуют в фонде НБ.
4	Соколова Е. А.	
5	Тимофеева О. А.	