

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФГБОУ ВПО «ВОЛОГОДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ПЕДАГОГИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ»
ФИЗИКО-МАТЕМАТИЧЕСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ

УТВЕРЖДАЮ



06 сентября 2011г.

Рабочая программа дисциплины (модуля)

ХИМИЯ
Специальность
050201 «Математика»

Форма обучения
ЗАОЧНАЯ

Вологда
2011

[illegible]

1. Цели освоения дисциплины

Дисциплина "Химия" имеет фундаментальное значение. Настоящая программа составлена для студентов специальностей 050201 Математика с дополнительной специальностью физико-математического факультета Вологодского государственного педагогического университета.

Задачами курса химии являются:

— изучение основных понятий и законов общей химии, квантово-механических представлений о структуре атомов и молекул, основ химической термодинамики и кинетики, теории окислительно-восстановительных реакций, растворов и комплексных соединений;

— формирование знаний о строении и свойствах атомов химических элементов периодической системы Д. И. Менделеева и соединениях, образуемых ими;

— развитие умений наблюдать и объяснять химические явления, происходящие в природе, лаборатории и на производстве;

— раскрытие роли химии в решении таких проблем, как защита окружающей среды от загрязнений и рациональное природопользование, формирование экологической культуры;

— раскрытие вклада химии в понимание научной картины мира, формирование диалектико-логического мышления.

Основные идеи, проходящие через весь курс:

— зависимость свойств веществ от состава и строения, обусловленность изменения веществ их свойствами;

— материальное единство веществ, их генетическая связь;

— интерпретация химических процессов термодинамическими параметрами.

Тенденции раскрытия содержания курса химии следующие: с одной стороны, фундаментализация, усиление системности, интегративности и функциональности теоретических знаний; с другой – повышение внимания к прикладной стороне содержания, его методологической и практической направленности. Мировоззренческий аспект содержания курса обеспечивается раскрытием знаний с четырех сторон: теоретической, методологической, прикладной и описательной. Важнейшим источником мировоззрения выступают межпредметные связи с физикой и другими естественными науками.

Методологический аспект предполагает постепенное ознакомление студентов с разными видами знаний и их функциями: описательной, объяснительной и эвристической. Расширение информированности о методах научного познания и их роли в развитии химии, формирование соответствующих умений особенно важны для анализа науки как развивающейся системы и привития студентам навыков самостоятельной работы по приобретению знаний и применению их к решению разнообразных познавательных и практических задач.

2. Место дисциплины в общей системе подготовки специалиста

ЕН.Ф.4

3. Требования к уровню освоения содержания дисциплины

В результате освоения дисциплины обучающийся должен

Знать:

- структуру современной общей химии;
- общие положения, законы и химические теории;
- сущность учения о периодичности и его роль в прогнозировании свойств химических элементов и их соединений;
- квантово-механическое строение атомов, молекул и химической связи;
- единую природу химической связи в неорганических и органических веществах.

Уметь:

- применять химические теории и законы, концепции о строении и реакционной способности химических веществ;
- решать задачи по общей химии;
- проводить эксперименты, анализ и оценку лабораторных исследований.

Владеть:

- способами ориентации в профессиональных источниках информации (журналы, сайты, образовательные порталы).

4. **Извлечение из ГОС ВПО** специальности (направления), содержащее требования к обязательному минимуму содержания дисциплины и общее количество часов (выписка).

ЕН ЕН.Ф.04	Общие математические и естественнонаучные дисциплины
	Химия Химические системы: растворы, дисперсные системы, электрохимические системы, катализаторы и каталитические системы, полимеры и олигомеры; химическая термодинамика и кинетика: энергетика химических процессов, химическое и фазовое равновесие, химическое и фазовое равновесие, скорость реакции и методы ее регулирования, колебательные реакции; реакционная способность веществ: химия и периодическая система элементов, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства веществ, химическая связь, комплементарность; химическая идентификация: качественный и количественный анализ, аналитический сигнал, химический, физико-химический и физический анализ; химический практикум.

5. Структура и содержание дисциплины Химия

5.1 Общая трудоемкость дисциплины составляет 72 часа.

№ п/п	Шифр и наименование специальности	Курс	Семестр	Виды учебной работы в часах						Вид итогового контроля (формат отчетности)
				Трудоемкость	Всего ауд.	ЛК	ПР/СМ	ЛБ	Сам. работа	
1	050201 – «Математика»	1		72	10	6		4	62	4 семестр – зачет

Разделы дисциплины и виды занятий (в часах). Примерное распределение учебного времени

№ п/п	Наименование раздела, темы	Количество часов				
		Всего ауд.	ЛК	ПР/СМ	ЛБ	Сам. раб.
1	Принципы классификации и номенклатуры неорганических соединений.		2			6
2	Основные понятия и законы химии. Расчеты по формулам.					6
3	Строение атома. Периодический закон и Периодическая система					6

	химических элементов Д. И. Менделеева					
4	Окислительно-восстановительные реакции.				2	6
5	Закон Гесса и его следствия. Термохимические расчеты. Направленность химических реакций.		2			6
6	Химическая связь. Строение вещества.					8
7	Химическая кинетика и химическое равновесие.					8
8	Растворы. Электролитическая диссоциация. Реакции в растворах электролитов. Гидролиз солей.		2			8
9	Дисперсные системы				2	8
	Итого за семестр		6		4	62

5.2 Содержание разделов дисциплины

Принципы классификации и номенклатуры неорганических соединений.

Основные понятия и законы химии. Расчеты по формулам.

Возникновение и развитие атомно-молекулярного учения. Гипотеза о дискретности вещества в философских работах древности и ее возрождение на основе экспериментальных данных химии XVII–XVIII веков. Факты, закономерности и законы, послужившие экспериментальной базой для развития представлений о дискретном строении вещества. Проникновение физических и математических методов в химию. Работы Р. Бойля, М. В. Ломоносова, А. Л. Лавуазье. Закон сохранения массы и энергии, его значение в химии. Закон постоянства состава Пруста. Дальтонида (стехиометрические соединения). Бертоллиды (нестехиометрические соединения). Закон кратных отношений Дальтона. Границы применимости этих законов. Атомистика Дальтона. Закон простых объемных отношений Гей-Люссака. Закон Авогадро, следствия из закона. Уравнение Менделеева–Клапейрона. Основные положения атомно-молекулярной теории. Атомы и молекулы. Их размеры и массы. Относительные атомные и молекулярные массы. Число Авогадро.

Химическая метрология. Единицы измерения в химии. Моль — единица количества вещества. Молярная масса и молярный объем газа. Методы определения атомных и молекулярных масс. Химический эквивалент. Молярная масса эквивалента вещества. Закон эквивалентов. Соотношение между молярной массой и молярной массой эквивалента. Фактор эквивалентности, эквивалентное число. Методы определения атомных и молярных масс эквивалентов. Определение молекулярных масс газообразных веществ. Границы применимости понятия "молекула". Нахождение простейших и истинных формул химических соединений.

Становление и развитие понятия "химический элемент" в рамках модели дискретного строения вещества (Р. Бойль, Д. Дальтон, М. В. Ломоносов).

Разграничение понятий "химический элемент" и "простое вещество". Современная трактовка понятия "химический элемент". Изотопы.

Распространенность и распределение элементов в земной коре; понятие о геохимии.

Простые вещества. Аллотропия. Сложные вещества как форма существования элементов в соединениях. Изомерия. Стехиометрические расчеты.

Строение атома

Экспериментальное обоснование представлений об атоме как сложной системе. Открытие электрона. Радиоактивность. Основные характеристики α -, β -, и γ -лучей. Модель атома Томсона. Опыты Резерфорда по рассеянию α -частиц. Планетарная модель атома, ее достоинства и недостатки.

Исходные теоретические и экспериментальные предпосылки разрешения внутренних противоречий планетарной модели. Корпускулярно-волновой дуализм излучения. Кванты. Уравнение Планка. Объяснение фотоэффекта Эйнштейном. Фотоны. Спектры атомов. Модель атома водорода по Бору. Постулаты Бора. Объяснение спектра атома водорода. Внутренние противоречия теории атома водорода по Бору. Попытки их устранения. Корпускулярно-волновой дуализм частиц. Волны де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга.

Квантово-механическая модель атома водорода. Квантовые числа как параметры, определяющие состояние электрона в атоме. Главное (n), орбитальное (l), магнитное (m_l), спиновое (m_s) квантовые числа. Физический смысл квантовых чисел. Понятие об электронном облаке.

Атомные орбитали (АО). Энергетические уровни, энергетические подуровни. Основное и возбужденное состояние. Вырожденные состояния. Вид атомных s -, p -, d - и f -орбиталей.

Электронная емкость уровней и подуровней.

Многоэлектронные атомы. Заряды ядер атомов. Закон Мозли. Три принципа заполнения орбиталей в атомах: принцип наименьшей энергии, принцип (запрет) Паули, правило Гунда, правила Клечковского. Эффект проникновения и экранирование. Электронная конфигурация атома. Электронные формулы. Символическая и графическая формы записи электронных формул атома.

Ядро как динамическая система протонов и нейтронов. Массовое число. Нуклоны. Изотопы. Изобары. Изотоны. Устойчивые и неустойчивые ядра. Радиоактивный распад ядер. Период полураспада.

Ядерные реакции и превращения химических элементов. Искусственная радиоактивность. "Меченые" атомы и их применение. Использование ядерной энергии в мирных целях.

Свойства изолированных атомов: условный атомный радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, их изменение в периодах и группах. Свойства атомов в соединениях: атомные радиусы (ковалентные, ионные, металлические), электроотрицательность, относительная электроотрицательность, степени окисления, валентность, координационное число, их изменение в периодах и группах. Диамагнетизм, парамагнетизм веществ.

Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева

Жизнь и научно - педагогическая деятельность Д. И. Менделеева. Систематизация и классификация фактов как необходимый этап развития науки. Первые попытки классификации химических элементов.

Открытие периодического закона Д. И. Менделеевым. Принцип построения естественной системы элементов. Использование Д. И. Менделеевым метода интерполяции для исправления атомных масс и предсказания свойств еще не открытых элементов. Экспериментальное подтверждение теоретических предсказаний Д. И. Менделеева. Современная формулировка периодического закона.

Периодическая система как естественная система элементов. Длинная и короткая формы периодических таблиц, их особенности. Периоды, группы, подгруппы. Связь положения элемента в периодической системе с электронным строением его атома. Особенности электронных конфигураций атомов элементов главных и побочных подгрупп. Элементы *s*-, *p*-, *d*-, *f*-семейств. Периодически и непериодически изменяющиеся свойства элементов. Изменение величин радиусов, энергий ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности атомов элементов с ростом зарядов их ядер. *d*- и *f*-сжатие. Периодичность изменения свойств элементов как проявление периодичности изменения электронных конфигураций атомов.

Значение открытия периодического закона в развитии науки. Раскрытие в периодической системе всеобщей естественной взаимосвязи между химическими элементами.

Химическая связь

Химическая связь. Краткий очерк эволюции взглядов на сущность химической связи. Работы Косселя, Льюиса. Основные типы химической связи. Методы определения структуры веществ.

Ковалентная связь. Основные характеристики ковалентной химической связи: длина, энергия, кратность, валентный угол. Квантовомеханические методы ее трактовки. Приближенный характер этих методов. Метод валентных связей (МВС). Физическая идея метода: образование двухцентровых двухэлектронных связей, принцип максимального перекрывания АО.

Два механизма образования ковалентной связи: обобщение неспаренных электронов разных атомов и донорно-акцепторный механизм. Дипольный момент связи. Свойства ковалентной связи: насыщенность, полярность, поляризуемость, направленность.

Ковалентности атомов элементов I, II, III периодов. Их максимальная ковалентность. Направленность ковалентной связи. Гибридизация АО (Л. Полинг). Типы гибридизации. Модель отталкивания электронных пар валентной оболочки. Геометрия молекул, метод Гиллеспи. Полярность молекул. Дипольный момент молекулы. σ - и π -связи. Кратность (порядок) связи. Факторы, влияющие на прочность связи. Понятие о делокализации ковалентных связей. Гомолитический и гетеролитический разрыв связи.

Метод молекулярных орбиталей (ММО). Физическая идея метода: делокализация электронной плотности между всеми ядрами.

Метод ЛКАО МО, σ - и π -молекулярные орбитали как линейная комбинация *s*- и *p*-атомных орбиталей. Связывающие и разрыхляющие МО. Принципы заполнения молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы и электронные формулы молекул.

Двухатомные молекулы: гомонуклеарные и гетеронуклеарные. Гомонуклеарные молекулы, образованные элементами I и II периодов. Зависимость кратности, прочности и длины связи, а также магнитных свойств от характера заполнения МО в этих молекулах. Объяснение парамагнетизма молекулы кислорода. Сравнение методов ВС и МО.

Типы кристаллических решеток, образуемых веществами с ковалентной связью в молекулах. Свойства этих веществ.

Ионная связь и ее свойства: ненасыщаемость, ненаправленность, степень ионности. Катионы и анионы в молекулах и твердых телах. Область применимости ионной модели. Ионные кристаллические решетки. Поляризация и поляризующее действие ионов, их влияние на свойства веществ. Свойства веществ с ионным типом связи.

Валентности, степени окисления и координационные числа атомов в соединениях с различным типом связи.

Металлическая связь. Особенности электронного строения атомов элементов, способных к образованию металлической связи. Свойства металлической связи: делокализованный характер, ненаправленность. Металлическая кристаллическая решетка.

Межмолекулярные взаимодействия: ориентационное (диполь — диполь), индукционное (диполь — индуцированный диполь), дисперсионное.

Водородная связь; межмолекулярная и внутримолекулярная водородные связи. Влияние водородной связи на свойства веществ. Роль водородной связи в биологических процессах.

Энергетика и направленность химических процессов

Основные понятия термодинамики: термодинамическая система, термодинамическое равновесное состояние системы, параметры системы (экстенсивные и интенсивные), энергия, внутренняя энергия системы, работа, теплота. Энтальпия. Изменение энтальпии системы. Экзо- и эндотермические реакции. Стандартные условия. Стандартная энтальпия образования простых веществ. Стандартная энтальпия образования сложного вещества. Закон Гесса и его следствия. Термодинамические расчеты. Понятие об энтропии. Энергия Гиббса (изобарно-изотермический потенциал).

Роль энтальпийного и энтропийного факторов в направленности процессов при различных условиях. Использование табличных значений стандартных энтальпий и стандартных изобарных потенциалов образования исходных и получаемых веществ для оценки возможности протекания химических реакций.

Химическая кинетика. Химическое равновесие.

Скорость химической реакции. Ее количественное выражение. Истинная и средняя скорости. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс Гульдберга и Вааге. Его применение для гомогенных и гетерогенных систем. Константа скорости реакции. Влияние фактора поверхности на скорость реакции в гетерогенной среде. Зависимость скорости реакции от температуры, температурный коэффициент. Правило Вант-Гоффа. Понятие об активных молекулах и энергии активации процесса. Уравнение Аррениуса.

Катализ. Влияние катализаторов на скорость реакции. Виды катализа: гомогенный, гетерогенный и микрогетерогенный катализ, автокатализ, положительный и отрицательный катализ, понятие об ингибиторах.

Необратимые и обратимые химические реакции. Условия обратимости и необратимости химических процессов. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Смещение химического равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ, давления и температуры.

Растворы

Понятие о растворах. Классификация растворов. Механизм процесса растворения. Физическая теория растворов. Сольватация (гидратация) при растворении. Сольваты (гидраты). Работы Д. И. Менделеева по химической теории растворов. Термодинамика процесса растворения. Связь теплоты растворения вещества с энергией кристаллической решетки и теплотой гидратации молекул вещества или продуктов его диссоциации. Тепловые эффекты растворения.

Количественная характеристика состава растворов. Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворенного вещества, молярная концентрация растворенного вещества, молярная концентрация эквивалентов растворенного вещества, моляльная концентрация, молярная доля растворенного вещества.

Расчеты для приготовления растворов различной концентрации. Методика приготовления растворов. Меры предосторожности при работе с концентрированными растворами кислот и щелочей.

Характеристика коллоидно-дисперсных систем. Классификация по степени дисперсности и по агрегатным состояниям. Лиофобные микрогетерогенные системы и лиофильные гомогенные растворы высокомолекулярных веществ. Коллоидно-дисперсные системы в природе и технике.

Теория электролитической диссоциации

Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация. Основные положения теории электролитической диссоциации. Работы С. Аррениуса и И. А. Каблукова. Механизм диссоциации веществ с различным типом химической связи. Роль полярных молекул воды в процессах диссоциации веществ. Механизм гидратации анионов и катионов. Влияние на гидратацию размеров и зарядов ионов. Образование иона гидроксония. Энергетика процесса диссоциации.

Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Факторы, влияющие на степень диссоциации. Применение закона действия масс к процессу диссоциации слабых электролитов. Константа диссоциации. Взаимосвязь константы диссоциации и степени диссоциации (закон разбавления Оствальда). Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов.

Кислоты, основания, соли в свете теории электролитической диссоциации. Ступенчатая диссоциация. Основной и кислотный типы диссоциации гидроксидов. Амфотерные гидроксиды. Зависимость типа диссоциации и силы гидроксидов от относительной полярности химических связей в молекулах. Диссоциация солей.

Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Влияние температуры на процесс диссоциации воды. Концентрация ионов водорода в растворах. Водородный показатель. Водородный показатель биологических жидкостей. Значение постоянства величин рН в химических и биологических процессах.

Равновесие в насыщенных растворах малорастворимых электролитов. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков.

Реакции в растворах электролитов (ионные реакции). Механизм протекания реакций в растворах электролитов. Направленность обменных реакций в растворах электролитов. Правило Бертолле. Использование значений стандартных энтальпий и стандартных изобарных потенциалов для оценки направленности ионных реакций.

Гидролиз солей как протолитический процесс. Различные случаи гидролиза солей. Реакция среды в водных растворах солей. Обратимый и необратимый гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Факторы, смещающие равновесие гидролиза. Объяснение механизма процесса гидролиза солей с позиций протолитической теории. Роль гидролиза в биологических, химических процессах и процессах выветривания минералов и горных пород.

Окислительно-восстановительные реакции. Электродные потенциалы. Электролиз

Реакции, идущие с изменением и без изменения степени окисления атомов элементов. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Окисление и восстановление. Окислители и восстановители. Правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Методы электронного баланса и электронно-ионный. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных процессов.

Взаимодействие металлов с кислотами и солями в водных растворах как окислительно-восстановительный процесс. Получение электрического тока при химических реакциях. Понятие о гальваническом элементе. Возникновение скачка потенциала на границе раздела металл—водный раствор его соли. Водородный электрод сравнения. Стандартные электродные потенциалы. Зависимость электродного потенциала металла от концентрации его ионов в растворе. Работы Н. Н. Бекетова. Электрохимический ряд напряжений металлов. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Направленность окислительно-восстановительных реакций в растворах. Значение реакций окисления-восстановления в живой и неживой природе. Окислительно-восстановительные процессы в производстве.

Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов. Электролиз водных растворов кислот, щелочей, солей и его практическое значение.

Классификация и номенклатура неорганических соединений

Номенклатурные правила ИЮПАК неорганических веществ. Классификация простых веществ. Классификация сложных веществ по составу. Бинарные соединения: гидриды, оксиды, пероксиды, супероксиды, сульфиды, галогениды, нитриды, карбиды и т. п. Номенклатура бинарных соединений. Многоэлементные соединения. Гидроксиды. Соли. Интерметаллические соединения (интерметаллиды).

Классификация сложных веществ по функциональным признакам. Оксиды солеобразующие и несолеобразующие. Кислотные, основные и амфотерные оксиды.

Основания. Одно- и многокислотные основания. Щелочи. Нерастворимые в воде основания. Амфотерные основания. Кислоты. Классификация кислот. Одно- и многоосновные кислоты.

Соли: средние, кислые, основные. Смешанные и двойные соли.

Классификация химических реакций, основанная на природе переносимой частицы от одного реагента к другому: реакции переноса протонов – кислотно-основные реакции; реакции переноса электронов – окислительно-восстановительные реакции; реакции переноса электронных пар с образованием ковалентной связи – реакции комплексообразования; реакции переноса атомов или групп атомов – реакции ассоциации, диссоциации, обмена или замещения. Классификации реагентов.

Комплексные соединения

Понятие о комплексных соединениях. Основные положения координационной теории Альфреда Вернера. Внешняя и внутренняя сферы комплексов, комплексообразователи, лиганды, дентатность лигандов, амбидентатные лиганды. Координационное число.

Номенклатура комплексных соединений.

развитии учения о комплексных соединениях. Работы Л. А. Чугаева, И. И. Черняева, А. А. Гринберга

Элементы главных подгрупп Периодической системы (s- и p-элементы)

Общая характеристика свойств элементов главных подгрупп Периодической системы Д. И. Менделеева и их соединений

Закономерности в изменении радиусов, энергии ионизации, сродство к электрону, электроотрицательности атомов элементов в периодах и в главных подгруппах. Соединения металлов и неметаллов с водородом. Изменение в периодах и подгруппах полярности и прочности связи в соединениях элементов с водородом. Закономерности изменения их восстановительных свойств.

Кисотно-основные свойства оксидов и гидроксидов элементов главных подгрупп. Оксиды. Строение, тип связи между атомами; изменение величины эффективного заряда атомов кислорода в оксидах на примерах оксидов II периода и главных подгрупп I и II групп. Изменение кислотно-основных свойств оксидов элементов в периодах и главных подгруппах. Гидроксиды. Зависимость характера диссоциации гидроксидов на примерах элементов третьего периода и главных подгрупп первой, второй, пятой, шестой и седьмой групп.

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

Углерод. Углерод в природе. Характеристика водородных соединений углерода. Полимеры, их свойства и применение. Ресурсы и круговорот углерода в природе. Экологические аспекты химии углерода. Биологическая роль углерода и его соединений.

Элементы побочных подгрупп Периодической системы

Особенности электронных структур атомов элементов *d*- и *f*-семейств. Их положение в периодической системе. Сравнение свойств атомов, простых веществ и соединений элементов главных и побочных подгрупп. Отличие в главных и побочных подгруппах, характер изменения свойств элементов и их соединений при возрастании зарядов ядер атомов. Многообразие степеней окисления, проявляемых атомами элементов побочных подгрупп. «Лантаноидное и актиноидное сжатие». Сходство свойств элементов V и VI периодов. Склонность *d*-элементов к комплексообразованию.

5.3 Темы для самостоятельного изучения

- 1 Основные понятия и законы химии.
- 2 Атомно-молекулярное учение.
- 3 Гетерогенное равновесие. Произведение растворимости.
- 4 Электрохимия.
- 5 Комплексные соединения.
- 6 Общая характеристика свойств элементов главных подгрупп Периодической системы и их соединений.
- 7 Элементы побочных подгрупп.

6. Методические рекомендации по организации изучения химии

Требования к знаниям и умениям к занятиям по химии

Тема 1. Атомно-молекулярное учение. Основные химические понятия. Стехиометрические законы.

Важнейшие понятия.

1. Атом, относительная атомная масса. Химический элемент. Молекула, относительная молекулярная масса. Основные понятия стехиометрии: количество вещества, моль, Химический эквивалент, фактор эквивалентности, эквивалентное число. Молярная масса, молярная масса эквивалента, молярный объём, число Авогадро. Простые вещества, аллотропия, сложные вещества. Границы применимости понятия "молекула", дальтониды (стехиометрические соединения), бертолиды (нестехиометрические соединения). 2. Основные положения атомно-молекулярного учения. 3. Формулировки и сущность основных законов стехиометрии:

- закон сохранения массы и энергии;
- закон постоянства состава вещества;
- закон кратных отношений;
- закон эквивалентов;
- закон Авогадро и следствия из него.

Следует уметь.

Рассчитывать молярные массы эквивалентов для веществ, участвующих в кислотно-основных и окислительно-восстановительных реакциях. 2. Проводить расчёты, основанные на взаимосвязи массы, количества и молярной массы вещества; на основе закона Авогадро и следствиях из него и других стехиометрических законов. 3. Вычислять массовые доли элементов в сложном веществе. 4. Определять простейшие и истинные формулы веществ по известным массовым долям элементов и по продуктам сгорания. 5. Проводить расчёты по химическим уравнениям.

Тема 2. Строение атома

Важнейшие понятия.

Электронная оболочка атома. Ядерная модель атома. Протоны, нейтроны, электроны. Нуклиды. Изотопы, изобары, изотоны. Основные положения квантовой механики. Квантование энергии. Корпускулярно-волновой дуализм. Принцип неопределенности. Волновая функция. Атомная орбиталь. Вероятность и плотность вероятности. Квантовые числа. Энергетические уровни и подуровни. Закон Мозли. Принципы заполнения атомных орбиталей атома, электронная ёмкость уровней и подуровней. Правила Клечковского. Свойства изолированных атомов и свойства атомов в соединениях.

Следует уметь.

1. Характеризовать энергетическое состояние электрона в атоме набором квантовых чисел и записывать электронные формулы атомов, составлять электронно-графические схемы атомов. 2. Использовать систему квантовых чисел и принципы заполнения атомных орбиталей для определения числа орбиталей и максимального числа электронов на различных энергетических уровнях и подуровнях. 3. Определять порядок заполнения подуровней электронами на основании сопоставления энергии различных подуровней. 4. Объяснять валентные возможности атомов. 5. Рассчитывать относительную атомную массу элемента по его изотопному составу.

Тема 3. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Периодичность свойств химических элементов как проявление периодичности изменения электронных конфигураций атомов

Важнейшие понятия.

Периодический закон. Период, группа, главная и побочная подгруппы. Периодическая система и структура периодической системы. Связь положения химического элемента в периодической системе с

электронным строением его атома. Периодически и неперіодически изменяющиеся свойства элементов. Изменение радиусов атомов, энергий ионизации и сродства к электрону, электроотрицательности атомов элементов с ростом зарядов их ядер; d- и f-сжатие.

Следует уметь.

1. Использовать Периодическую систему Д.И. Менделеева для определения электронных конфигураций атомов элементов. 2. Объяснять особенности электронной конфигурации атомов химических элементов главных и побочных подгрупп. 3. Объяснять закономерности в изменениях радиусов и энергий ионизации атомов в периодах и группах Периодической системы. 4. Давать общую характеристику подгруппы Периодической системы и характеристику химического элемента на основе знаний о строении атома и положения в Периодической системе.

Тема 4. Химическая связь

4.1. Химическая связь

Важнейшие понятия.

Природа химической связи. Современные теории химической связи: теория валентных связей и теория молекулярных орбиталей. Основные типы химической связи: ковалентная, ионная, металлическая и их свойства.

4.2. Теория валентных связей

Важнейшие понятия.

Двухцентровые двухэлектронные связи. Механизмы образования связи. Донорно-акцепторное взаимодействие. Степень окисления и координационное число центрального атома.

Следует уметь.

1. По типу перекрывания атомных орбиталей различать σ -, π - связи. 2. Оценивать порядок связи по числу σ - и π -связей. 3. Определять степень окисления элементов по формуле вещества. 4. Составлять формулы соединений и сложных ионов по известным степеням окисления образующих их элементов. 5. Различать понятия степени окисления и координационного числа.

4.3. Пространственная конфигурация молекул

Важнейшие понятия.

Координационное число центрального атома молекулы (комплекса). Основные типы полиэдров. Модель отталкивания валентных локализованных электронных пар. Отталкивание электронных пар и пространственная конфигурация молекулы. Валентные углы. Модель гибридизации валентных орбиталей центрального атома молекулы (комплекса). Гибридные орбитали. Гибридизация валентных орбиталей центрального атома и пространственная конфигурация молекул. Простые и кратные связи. Строение молекул и электрический момент диполя.

Следует уметь.

1. Изображать пространственную конфигурацию молекул линейной, угловой, треугольной, тетраэдрической, пирамидальной, бипирамидальной, октаэдрической формы. 2. По формуле простейших молекул определять число σ -связывающих и несвязывающих электронных пар центрального атома. 3. Определять наличие или отсутствие электрического момента диполя у молекулы. 4. Применять теорию гибридизации орбиталей центрального атома для описания строения линейной, треугольной, тетраэдрической, тригонально-бипирамидальной, октаэдрической молекул. 5. Различать понятия степени окисления, координационного числа центрального атома молекулы.

4.4. Теория молекулярных орбиталей

Важнейшие понятия.

Молекулярные орбитали. Связывающая и разрыхляющая области в молекулярном ионе H_2^{2+} . Перекрывание атомных орбиталей. Связывающая орбиталь. Разрыхляющая орбиталь. σ - и π -орбитали. Порядок, длина, энергия связи.

Следует уметь.

1. Объяснять природу химической связи и выделение энергии при образовании

молекул из атомов. 2. Строить энергетические диаграммы молекулярных орбиталей для двухатомных молекул и молекулярных ионов, образованных элементами малых периодов периодической системы. 3. По характеру заполнения

электронами орбиталей определять порядок связи в молекуле; устанавливать зависимость между порядком связи и энергией связи, ее длиной; различать пара- и диамагнитные молекулы.

4.5. Межмолекулярные взаимодействия и типы кристаллических решёток

Важнейшие понятия.

Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействия. Водородная связь: внутримолекулярная и межмолекулярная. Типы кристаллических решёток: ионная, молекулярная, атомная, металлическая.

Следует уметь.

1. Объяснять зависимость свойств веществ от типа кристаллической решётки. 2. Объяснять влияние водородной связи и межмолекулярных взаимодействий на свойства веществ. 3. Объяснять роль водородной связи в биологических процессах.

Тема 5. Энергетика и направленность химических превращений

5.1. Энергетика химических процессов

Важнейшие понятия.

Система. Внутренняя энергия. Работа. Энтальпия. Тепловой эффект реакции. Закон Гесса. Энергетическая диаграмма реакции и фазового превращения. Стандартное состояние. Стандартная энтальпия образования. Энергия химической связи и кристаллической решетки. Энтальпия гидратации ионов.

Следует уметь.

1. Отличать характер изменения энтальпии системы при экзо- и эндотермическом процессе. 2. Понимать влияние прочности химических связей в продуктах реакции и исходных веществах на тепловой эффект реакции. 3. Формулировать понятие «энтальпия (теплота) образования вещества». 4. Составлять энтальпийные диаграммы и вычислять энтальпию процесса, пользуясь законом Гесса. 5. Вычислять энтальпию реакции по энтальпиям образования исходных и конечных продуктов реакции.

5.2. Направление химической реакции

Важнейшие понятия.

Самопроизвольные процессы. Обратимые процессы. Энтропия и неупорядоченность системы. Энтропийный и энтальпийный факторы и направление процесса. Энергия Гиббса и самопроизвольное протекание реакций. Стандартные условия. Энергия Гиббса образования вещества.

Следует уметь.

1. Предвидеть характер изменения энтропии ($\Delta S < 0$, $\Delta S > 0$ или $\Delta S \sim 0$) в реакции по ее уравнению и агрегатному состоянию исходных веществ и продуктов. 2. Вычислять изменение энтропии в реакции, исходя из значений энтропии исходных веществ и продуктов реакции. 3. Вычислять изменение стандартной энергии Гиббса реакции по значениям стандартной энергии Гиббса образования веществ-реагентов и продуктов. 4. Вычислять ΔG по известным значениям ΔH и ΔS для заданной температуры. 5. Определять влияние температур на направление химического процесса, если известны знаки при ΔH и ΔS .

Тема 6. Химическая кинетика.

6. 1. Скорость химической реакции

Важнейшие понятия.

Скорость химической реакции. Химическое равновесие. Константа скорости химической реакции. Активные молекулы, энергия активации. Катализ. Катализаторы. Зависимость скорости реакции от различных факторов. Закон действия масс. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса.

6.2. Константа равновесия

Важнейшие понятия.

Динамическое равновесие. Константа химического равновесия. Взаимосвязь константы равновесия и энергии Гиббса. Влияние на константу равновесия температуры. Принцип Ле-Шателье. Влияние концентрации реагентов, температуры и давления на состояние равновесия.

Следует уметь.

1. Записывать выражение для константы равновесия по уравнению реакции для гомогенной и гетерогенной систем. 2. Вычислять значение константы равновесия по значениям равновесных концентраций реагентов. 3. Использовать принцип Ле-Шателье для определения условий (температура, давление) смещения химического равновесия в сторону выхода продукта реакции. 4. Вычислять ΔG^0 по значению K и наоборот. По величинам ΔG^0 и K оценивать глубину протекания процесса в данном направлении. 5. Рассчитывать температуру равновесного состояния системы, используя уравнение: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$.

Тема 7. Теория электролитической диссоциации

7.1. Гомогенное равновесие в растворах электролитов

Важнейшие понятия.

Кислота и основание. Константа ионизации кислот и оснований. Ступенчатая ионизация. Сильные и слабые кислоты и основания. Константа ионизации воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель pH. Индикаторы.

Следует уметь.

1. Записывать уравнение ионизации кислоты по ступеням и выражение константы ионизации каждой ступени. 2. По значениям K_a и pK_a , K_b и pK_b сравнивать силу кислот и оснований. 3. Объяснять влияние прочности связи Н—Э на силу бескислородных кислот и влияние числа кислородных атомов на прочность связи Н—О и силу кислородсодержащих кислот. Классифицировать кислородсодержащие кислоты по их силе. 4. Пользоваться кислотно-основными индикаторами и pH-метром для определения кислотности раствора. 5. Вычислять концентрацию ионов H^+ и OH^- по значению pH, и наоборот.

7.2. Гетерогенное равновесие в растворах электролитов

Важнейшие понятия.

Химическое равновесие в гетерогенной системе. Константа равновесия, ее выражение. Произведение растворимости. Кривая растворимости вещества

Следует уметь.

1. Приготовить насыщенные растворы. 2. Вычислять растворимость вещества по заданному значению ПР и вычислять ПР по данным о растворимости. 3. Объяснять влияние температуры на растворимость веществ в зависимости от энтальпии процесса. 4. Пользоваться справочниками для оценки растворимости данных веществ.

7.3. Реакции без изменения степени окисления элементов

Важнейшие понятия.

Реакции ионного обмена и условия их одностороннего протекания. Гидролиз солей. Гидролиз веществ, не распадающихся в растворе на ионы. Образование многоядерных комплексов при гидролизе. Сольволиз. Реакция нейтрализации.

Следует уметь.

1. Предсказывать возможность осуществления ионных реакций и записывать их уравнения. 2. Сравнивать относительную склонность к гидролизу ионов в зависимости от их заряда и размера. 4. Отражать процесс гидролиза с помощью ионных и полных уравнений, объяснять влияние температуры, концентрации ионов H^+ , OH^- , одноимённых ионов на смещение ионного равновесия.

Тема 8. Окислительно-восстановительные реакции. Электродные потенциалы

Важнейшие понятия.

Степень окисления элемента. Зависимость степеней окисления элементов от их

положения в периодической системе Д. И. Менделеева. Реакции с переносом атомов. Реакции с переносом электронов. Окислительно-восстановительные реакции. Окислитель. Восстановитель. Диспропорционирование. Направление окислительно-восстановительных реакций. Окислительно-восстановительные потенциалы. Гальванический элемент. Электрохимические окислительно-восстановительные процессы. Электролиз.

Следует уметь.

1. Отличать реакции с изменением и без изменения степени окисления элементов.
2. В окислительно-восстановительных реакциях отличать окислитель, восстановитель.
3. Составлять уравнения реакций и подбирать коэффициенты в них, пользуясь степенями окисления элементов.
4. Составлять уравнения реакций, пользуясь методом полуреакций.
5. Использовать электродные потенциалы полуреакций для предсказания осуществимости окислительно-восстановительных реакций.
6. Вычислять ЭДС гальванического элемента по данным о соответствующих электродных потенциалах полуреакций.
7. Записывать схему электродных процессов на катоде и аноде при электролизе.
8. Понимать взаимосвязь между ЭДС элемента и ΔG соответствующей реакции.

Тема 9. Химия элементов

9.1. Элементы главных подгрупп: общие закономерности

Важнейшие понятия.

Строение атомов s- и p- элементов. Их валентные электроны и орбитали. Влияние эффекта экранирования и проникновения электронов к ядру на характер изменения атомных и ионных радиусов s- и p- элементов в периодах и подгруппах. Характер изменения в периодах и подгруппах энергии ионизации атомов s- и p- элементов. Внутренняя и вторичная периодичность. Характерные степени окисления и отвечающие им типы соединений.

Следует уметь.

1. По электронной конфигурации атома предсказывать возможные степени окисления элемента.
2. Объяснять характер изменения в периодах и подгруппах радиусов атомов, характерных координационных чисел и устойчивых степеней окисления элементов.

9.2. Элементы побочных подгрупп: общие закономерности

Важнейшие понятия.

Строение атомов переходных элементов. Их валентные орбитали и электроны; степени окисления. Влияние эффектов экранирования и проникновения электронов к ядру на характер изменения атомных и ионных радиусов элементов в периодах и подгруппах, d- и f-сжатие. Характер изменения в периодах и подгруппах энергии ионизации атомов d-элементов.

Следует уметь.

В общем характеризовать строение атомов d-элементов и отличия их от s- и p-элементов. 2. Записывать с помощью формул электронные конфигурации атомов и ионов (f-элементов в зависимости от их положения в периодической системе. 3. Анализировать зависимость атомного радиуса и энергии ионизации (E_1 , E_2 , E_3) в ряду Sc—Zn от порядкового номера элемента. 4. Оценивать изменение кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов элемента с ростом его степени окисления

7. Учебно-методическое обеспечение дисциплины

а) основная литература:

1. Гельфман М. И. Неорганическая химия [Электронный ресурс]: учебное пособие для вузов / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. - Электрон. текстовые дан. – 2-е изд., стер. – М.: Лань, 2009.- Режим доступа: <http://e.lanbook.com/view/book/4032/>
2. Глинка Н. Л. Общая химия: учебное пособие / Н. Л. Глинка. - М.: ХНОРУС, 2009. – 752 с. всего 30 экз.

3. Павлов Н. Н. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс]: учебник для вузов / Н. Н. Павлов.- Электрон. текстовые дан. – 3 е изд., испр. и доп – СПб.: Лань, 2011. – Режим доступа: <http://e.lanbook.com/view/book/4034/>
4. Пресс И. А. Основы общей химии для самостоятельного изучения [Электронный ресурс]: учебное пособие / И.А. Пресс. -2 е изд., перераб. - Электрон. текстовые дан. – СПб: Лань, 2012. – Режим доступа: <http://e.lanbook.com/view/book/4035/>
5. Практикум по общей и неорганической химии: учебное пособие для вузов / В. В. Батраков, Э. Г. Зак, Н. И. Гоголевская [и др.].-М.: КолосС, 2007.- 463 с.:ил. всего 30 экз.
6. Будяк Е.В. Общая химия [Электронный ресурс]:учебно-методическое пособие / Е.В. Будяк - Электрон. текстовые дан. – СПб.: Лань, 2011.- Режим доступа:<http://e.lanbook.com/view/book/4023/>

б) дополнительная литература:

- 1 Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия: Учеб. пособие для студентов пед. ин-тов.– М.: Просвещение, 1998. – 743 с.
- 2 Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учеб. пособие для вузов / Под ред. В. А. Рабиновича и Х. М. Рубиной. – М.: Интеграл - Пресс, 2002. - 240с.
- 3 Глинка Н. Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов / Под ред. А. И. Ермакова. – М.: Интеграл - Пресс, 2002. - 728с.
- 4 Ершов Ю. А., Плетенева Т. В. Механизмы токсического действия неорганических соединений. – М.: Медицина, 1989. – 272 с.
- 5 Князев Д. А. Неорганическая химия: Учеб. для вузов. - М.: Дрофа, 2004. - 592 с.
- 6 Лидин Р. А.и др. Задачи по общей и неорганической химии. М.: Гуманитар. изд. центр Владос, 2004. – 383 с.
- 7 Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: Учеб. для мед. спец. вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд и др.; Под ред. Ю. А. Ершова. – М.: Высшая школа, 1993. – 560 с.
- 8 Основы химической термодинамики. Шириков Н. А. - Вологда, издательство Русь, 2004. - 96с.
- 9 Практикум по неорганической химии: Учеб. пособие для студентов пед. ин-тов / Л. В. Бабич, С. В. Балезин, Ф. Б. Гликина и др. - 4-е изд., перераб. – М.: Просвещение, 1991 – 320 с.
- 10 Степин Б. Д., Цветков А. А. Неорганическая химия: Учеб. для хим. и химико-технол. спец. вузов – М.: Высшая школа, 1994. – 608 с.
- 11 Хухрянский В. Г. и др. Химия биогенных элементов: Учеб. пособие / В. Г. Хухрянский, А. Я. Цыганенко, Н. В. Павленко. – 2-е изд., перераб. и доп. – Киев: Выща шк., 1990. – 207 с.

8. Материально-техническое обеспечение дисциплины

Специализированная химическая лаборатория неорганической химии, аналитические весы, посуда и химические реактивы, справочные таблицы, рН-метр, прибор электролиза солей, прибор для изучения скорости химических реакций, прибор для изучения электропроводности, аппарат Кипа, газометры.

9. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины

Аттестационная контрольная работа

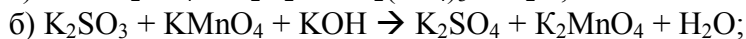
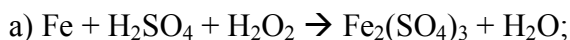
1. Почему Р и V находятся в одной группе, но в разных подгруппах? Напишите

электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами: 7, 33, 22.

2. Определите геометрию молекул и ионов: SOF_4 , $(\text{NO}_2)^+$, NOCl , SOF_2 , $[\text{IF}_4]^-$.

3. Какие из солей подвергаются гидролизу: NaCl , AgCl , ZnCl_2 , Na_2S , Cr_2S_3 ? Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций.

4. Расставьте коэффициенты методом электронно-ионного баланса, составьте схему гальванического элемента:



Итоговая контрольная работа

1. Напишите уравнения реакций (молекулярные, ионные, окислительно-восстановительные), с помощью которых можно осуществить следующие превращения: железо $\rightarrow$ хлорид железа (III) $\rightarrow$ гидроксид железа (III) $\rightarrow$ нитрат железа (III) $\rightarrow$ оксид железа (III) $\rightarrow$ сульфат железа (III)

2. При прокаливании 11,72 г смеси карбонатов магния и кальция образовалось 6 г смеси оксидов металлов. Вычислите массовые доли карбонатов в исходной смеси.

3. Железная пластинка массой 100 г погружена в раствор медного купороса. Через некоторое время масса промытой и высушенной пластинки оказалась равной 101,3 г. Сколько граммов меди выделилось на пластинке?

4. Напишите полные электронные формулы и схемы для валентных электронов атомов: Be, F, Cr, As, Na.

5. Определите геометрию молекул и ионов: SOF_4 , $^+\text{NO}_2$, NOCl , SOF_2 .

6. Определите степени окисления серы в следующих: H_2S , FeS , FeS_2 , SO_2 , H_2SO_3 , SO_3 , H_2SO_4 , $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$, SOCl_2 , SO_2Cl_2 , SF_4 , SF_6 , $[\text{SO}_4]^{2-}$.

Тест по химии

Тест состоит из частей А, В и С. На его выполнение отводится два академических часа. Задания рекомендуется выполнять по порядку, не пропуская ни одного, даже самого легкого. Если задание не удастся выполнить сразу, перейдите к следующему. Если останется время, вернитесь к пропущенным заданиям.

ЧАСТЬ А

К каждому заданию части А дано несколько ответов, из которых только один верный.

Выберите верный, по Вашему мнению, ответ. В листе ответов запишите номер выбранного Вами ответа напротив номера соответствующего задания.

А1. Количество вещества (моль), содержащееся в 35,8 г нитрата марганца (II), равно

1) 0,2; 2) 0,3; 3) 3,2; 4) 5.

А2. Масса (г) порции газообразного фтора, занимающей объем 3,36 л (н.у.), равна

1) 2,85; 2) 5,7; 3) 6,66; 4) 11,8.

А3. Сумма протонов, нейтронов и электронов в атоме ^{40}Ca равна

1) 40; 2) 60; 3) 30; 4) 50.

А4. Электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ соответствует иону

1) Sc^{2+} ; 2) Al^{3+} ; 3) Cr^{3+} ; 4) Ca^{2+} .

А5. Молекулярную кристаллическую решетку имеет соединение

1) HBr ; 2) Li_2O ; 3) BaO ; 4) KCl .

А6. Аллотропные модификации кислорода не отличаются

1) физическими свойствами;

2) типом химической связи между атомами;

3) химическими свойствами;

4) числом атомов, входящих в состав молекул.

A7. Число атомов кислорода в 17,92 л (н.у.) углекислого газа равно

1) $2,4 \cdot 10^{23}$; 2) $4,8 \cdot 10^{23}$; 3) $9,6 \cdot 10^{23}$; 4) $1,92 \cdot 10^{24}$.

A8. Окислительно-восстановительная реакция -это

1) $\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;

2) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 = \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;

3) $\text{Ca}_3\text{P}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 3\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{PH}_3$;

4) $\text{Cl}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$;

A9. Металлические свойства уменьшаются в ряду

1) I, Sb, As; 2) Ba, Pb, Bi; 3) Ca, Cr, Sr; 4) Ag, Rb, Cs.

A10. Число π -связей одинаково в молекулах набора

1) CCl_2O , H_2SO_4 , SO_3 ; 2) N_2 , H_2CO_3 , OF_2 ;

3) H_3PO_4 , C_2H_4 , H_2SeO_3 ; 4) C_2H_2 , HClO , N_2O_5 .

A11. Скорость реакции $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{г})$ при повышении давления в 5 раз увеличится

1) в 5 раз; 2) в 25 раз; 3) в 50 раз; 4) в 125 раз.

A12. Равновесие реакции $\text{I}_2(\text{к}) + 5\text{CO}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{I}_2\text{O}_5(\text{к}) + 5\text{CO}(\text{г}) - Q$ сместится вправо ($\rightarrow$) при

1) понижении давления; 2) повышении концентрации CO;

3) повышении температуры; 4) дополнительном введении I_2O_5 .

A13. Нерастворимое основание образуется при сливании растворов

1) карбоната натрия и хлороводородной кислоты

2) бромида меди и гидроксида калия

3) гидроксида натрия и нитрата бария

4) хлорида стронция и серной кислоты

A14. Масса (г) хлорида калия в 300 мл 0,2 моль/л раствора равна

1) 0,8; 2) 1,24; 3) 4,47; 4) 20.

A15. В разбавленном растворе, приготовленном из гидросульфата кальция и воды, сумма коэффициентов в уравнении необратимой диссоциации растворенного вещества - это

1) 3; 2) 4; 3) 5; 4) 6.

A16. Кислотная среда отвечает растворам солей в наборе

1) Rb_2CO_3 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; 2) $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$, FeSO_4 ;

3) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, K_2SO_4 ; 4) CrCl_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

A17. Уравнение $\text{HS}^- + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O} + \text{S}^{2-}$ описывает взаимодействие между

1) Na_2S и H_2O ; 2) KHS и KOH;

3) KHS и H_2SO_4 ; 4) K_2S и NaOH.

A18. Реактивами для получения водорода и кислорода в лаборатории могут быть, соответственно, следующие вещества:

1) Cu и HCl; KClO_3 2) Zn и HCl; KMnO_4

3) H_2O_2 ; HgO 4) HCl; Na_2O

A19. Объем сероводорода (н.у.), образующегося при действии избытка серной кислоты на 35,2 г сульфида железа (II), равен

1) 2,24 л; 2) 4,48 л; 3) 6,72 л; 4) 8,96 л

A20. Из 1 моль алюминия при прокаливании с дихроматом калия можно получить с выходом 50% массу (г) хрома

1) 5,2; 2) 13; 3) 26; 4) 52.

A21. В молекулярном уравнении реакции в растворе

$\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + \text{FeSO}_4 \rightarrow \dots$ сумма коэффициентов равна

1) 15; 2) 22; 3) 29; 4) 36.

A22. В гомогенной системе: $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{CO}_2(\text{г})$ равновесные концентрации участвующих веществ (моль/л) составили: оксида углерода (IV) - 0,02, кислорода -

0,03, оксида углерода (II) - 0,1.

Исходная концентрация оксида углерода (II) была

равной

1) 0,01;

2) 0,02;

3) 0,08;

4) 0,12.

A23. Азотную кислоту в лаборатории можно получить

а) действием диоксида азота на воду;

б) взаимодействием кристаллического нитрата натрия с концентрированной серной кислотой;

в) взаимодействием нитрата натрия с соляной кислотой;

г) взаимодействием смеси оксида азота (IV) и кислорода с водой;

д) взаимодействием оксида азота (IV) с пероксидом водорода.

1) а, б, д;

2) б, г, д;

3) б, в, г;

4) а, в, д.

A24. Растворы сульфида, сульфита, сульфата и силиката натрия можно распознать с помощью

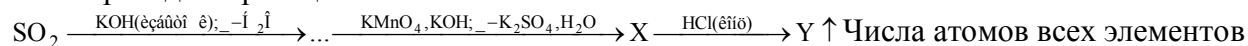
1) NaOH;

2) HCl;

3) HNO₃;

4) AgNO₃.

A25. Проведены реакции:



Числа атомов всех элементов в формульных единицах продуктов X и Y равны соответственно

1) 2;

2) 8;

3) 4;

4) 6.

ЧАСТЬ В

Ответы заданий части В запишите рядом с номером задания (B1-B5). Ответом может быть число или слово.

B1. Определите массу (г) йода, вступившего в реакцию с гидроксидом калия в горячем растворе, если образовалось 0,15 моль иодид-иона.

B2. Оксид цинка вступает в реакции с веществами, формулы которых:

A) N₂O B) K₂O B) K₂SO₄ Г) H₂SO₄ Д) KOH

B3. Навеска смеси цинка и железа содержит 30% (по массе) железа. После обработки избытком соляной кислоты собрано 13,44 л (н.у.) газа. Определите массу (г) навески.

B4. 114,4 г декагидрата карбоната натрия растворили в 150,6 мл воды и получили раствор карбоната натрия объемом 226,5 мл. Вычислите массовую долю карбоната натрия в растворе, молярную концентрацию карбоната натрия, плотность раствора.

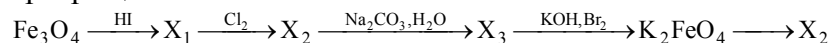
B5. Найдите массу сульфида меди, образующегося при действии избытка сероводорода на 135 г 10%-го раствора хлорида меди.

ЧАСТЬ С

Запишите сначала номер задания (C1 и т. д.), а затем полное решение.

C1 Перечислите факторы, смещающие равновесие в системе $\text{CO} + 2\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}(\text{г}) + \text{Q}$ в сторону образования продукта реакции.

C2 Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Укажите условия протекания реакции.

C3 Диоксид марганца массой 18,27 г добавили при нагревании к 86 мл 36%-ой соляной кислоты ($\rho = 1,18$ г/мл). Какой объем хлора (н. у.) выделится при этом? Сколько граммов карбоната калия в горячем растворе прореагирует с выделившимся хлором?

C4 При полном окислении 1,32 г вещества кислородом образовалось 448 мл газа (н. у.), относительная плотность которого по гелию равна 7, и 1,08 г воды. Установите молекулярную формулу этого вещества.

C5 Оксид фосфора (V) массой 5,68 г растворили в 96,7 мл 20%-го раствора ортофосфорной кислоты ($\rho = 1,115$ г/мл) и полученный раствор прокипятили. Какая соль и в каком количестве образуется, если к полученному раствору прилить 18,75 мл 25%-го раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,28$ г/мл)?

Вопросы к зачету по химии (4 семестр)

Решение расчетных и качественных задач по темам

1. Классификация и номенклатура неорганических соединений.
2. Классификация химических реакций.
3. Основные стехиометрические законы химии.
4. Эквивалент. Закон эквивалентов.
5. Газовые законы. Уравнение Менделеева-Клапейрона.
6. Строение атома.
7. Химическая связь и строение молекул.
8. Периодический закон и Периодическая система химических элементов с точки зрения строения атома. Валентность и степень окисления.
9. Энергетика химических превращений. Закон Гесса и его следствия.
10. Направленность химических процессов.
11. Химическая кинетика.
12. Химическое равновесие.
13. Растворы. Способы выражения концентрации растворов.
14. Теория электролитической диссоциации. Реакции ионного обмена. Теории кислот и оснований.
15. Гидролиз солей. Константа гидролиза. Степень гидролиза.
16. Окислительно-восстановительные реакции. Направленность окислительно-восстановительных реакций.