

Министерство образования и науки Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
Инженерно-физический факультет

В. И. Митрофанова

ХИМИЯ

методические указания для самостоятельной работы
для студентов специальности 130101.65 «Прикладная геология»



Благовещенск
Издательство АмГУ
2013

Разработано в рамках реализации гранта «Подготовка высококвалифицированных кадров в сфере горно-металлургического кластера Амурской области» по заказу предприятия-партнера ЗАО УК «Петропавловск»

Рецензенты

Г.Г. Охотникова, к.т.н., доцент кафедры химии и естествознания АмГУ

А.Е. Казанцев, гл. геолог ООО НППФ «Регис»

Митрофанова В.И.

Химия. Методические указания для самостоятельной работы.
Учебно-методическое пособие. / Благовещенск: Амурский гос. ун-т, 2013.

Учебно-методическое пособие представляет собой методическое руководство к самостоятельной работе, которое включает тематический перечень лекционного материала, практических и лабораторных работ. Соответственно этому перечню в учебно-методическом пособии представлены основные формы самостоятельной работы и методические рекомендации по их выполнению. Рекомендованы литературные источники для предлагаемых форм самостоятельной работы. Для некоторых форм самостоятельной работы включены контрольные задания, вопросы к коллоквиумам, экзаменационные вопросы и вопросы к зачету (с оценкой).

Методические указания предназначены для студентов, обучающихся по программам высшего образования специальности 130101.65 «Прикладная геология».

В авторской редакции

ББК 24.1 я73

© Амурский государственный университет, 2013

ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение	4
Примерная тематика лекций	7
Примерная тематика лабораторных и практических занятий	8
Методические рекомендации преподавателям и студентам	9
Методические рекомендации для подготовки к сдаче коллоквиума	12
Методические рекомендации для подготовки к текущей аттестации	17
Методические рекомендации к выполнению домашних индивидуальных заданий	37
Методические рекомендации для самостоятельного изучения теоретических вопросов	39
Методические рекомендации для подготовки к экзамену и зачету (с оценкой)	41
Рекомендуемые литературные источники	49

ВВЕДЕНИЕ

Дисциплина «Химия» является базовой дисциплиной естественно-математического цикла ФГОС ВПО и основной образовательной программы подготовки специалистов 130101.65 «Прикладная геология» (С2.Б4.) специализации – Геологическая съемка, поиски и разведка твердых полезных ископаемых. Знание химии необходимо для плодотворной творческой деятельности инженера любой специальности, и в большой степени для данной специальности и специализации. Изучение химии позволяет получить современное научное представление о материи, о механизме превращения химических соединений, в том числе, происходящих при минералообразовании и образовании горных пород, о свойствах технических материалов и применении химических процессов в современной науке и технике. Знание химии для данной специальности крайне необходимо для успешного последующего изучения специальных дисциплин.

Без систематического повторения и закрепления учебного материала невозможно добиться глубоких и прочных знаний. Таким образом, основная дидактическая цель данного учебно-методического пособия «Химия. Методические указания для самостоятельной работы» – помощь в организации самостоятельной работы студентов при изучении химии, закреплении знаний. Систематически выполняя разного рода задания, студенты активно включаются в учебный процесс. Они приобретают умения самостоятельного поиска в литературных источниках нужного учебного материала, самостоятельно мыслить, устанавливать взаимосвязи между изучаемыми понятиями, вникать в сущность различных явлений и процессов. Развивают и закрепляют навыки правильного оформления полученных заданий, математических расчетов химических задач.

В предлагаемом учебно-методическом пособии представлены различные формы самостоятельной работы студентов и методические рекомендации по их выполнению: подготовка к коллоквиумам, проверочным и кон-

трольным работам, семинарским занятиям, выполнение домашних индивидуальных заданий, конспектирование теоретических вопросов и собеседование по ним, работа с литературными источниками.

В процессе освоения дисциплины «Химия» студенты формируют и демонстрируют следующие общекультурные, общепрофессиональные и профессиональные компетенции:

- способность к абстрактному мышлению, анализу, синтезу (ОК-1);
- готовность к саморазвитию, самореализации, использованию творческого потенциала (ОК-3);
- способность к самоорганизации и самообразованию (ОК-7);
- организовывать свой труд, самостоятельно оценивать результаты своей деятельности, владеть навыками самостоятельной работы, в том числе в сфере проведения научных исследований (ОПК-5);
- проводить самостоятельно или в составе группы научный поиск, реализуя специальные средства и методы получения нового знания (ОПК-6);
- планировать и выполнять аналитические, имитационные и экспериментальные исследования, критически оценивать результаты исследований и делать выводы (ПК-14).

В результате освоения теоретического материала, химического лабораторного практикума, максимально овладевая навыками самостоятельной работы, обучающийся должен демонстрировать следующие результаты образования:

1) знать: основные законы общей и неорганической химии, классификацию и свойства химических элементов и их соединений, основные законы реакционной способности неорганических соединений; типы химических реакций;

2) уметь: составлять химические уравнения, описывающие свойства оксидов, кислот, оснований, солей; вычислять состав и количества индивидуальных веществ в растворах; уметь производить элементарные расчеты кинетических и термодинамических и прочих параметров различных физико-

химических процессов; уметь интерпретировать результаты работы и делать корректные выводы;

3) владеть: владеть техникой химических экспериментов, навыками работы с химической посудой и оборудованием, навыками исследовательской работы в химической лаборатории; владеть информацией о назначении и областях применения основных химических веществ и их соединений.

ПРИМЕРНАЯ ТЕМАТИКА ЛЕКЦИЙ

1 семестр

1. Введение в предмет. Строение атома. Квантовые числа. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева.
2. Химическая связь и строение молекул. Метод валентных связей.
3. Общие закономерности химических процессов. Энергетические эффекты химических реакций. Термодинамические функции.
4. Понятие о химической кинетике. Химическое равновесие. Катализ.
5. Растворы. Общая характеристика. Растворы неэлектролитов и их коллигативные свойства. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Ионное произведение воды и водородный (гидроксильный) показатель.
6. Гидролиз солей. Факторы, влияющие на гидролиз.
7. Окислительно-восстановительные процессы. Типы окислительно-восстановительных реакций.
8. Дисперсные системы. Коллоидные растворы и их свойства.
9. Поверхностные явления. Адсорбция. Хроматография.
10. Стандартные электродные потенциалы. Гальванические элементы. Электролиз. Законы электролиза.
11. Координационные соединения.

2 семестр

1. Общая характеристика и свойства неметаллов.
2. Общая характеристика и свойства металлов.
3. Общая характеристика и классификация методов анализа.
4. Качественный анализ.
5. Количественный анализ. Титриметрический и гравиметрический анализ.
6. Спектроскопические методы анализа.
7. Электрохимические методы анализа.
8. Термические методы анализа.

ПРИМЕРНАЯ ТЕМАТИКА ЛАБОРАТОРНЫХ И ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ

№ занятия	Наименование темы занятия	Форма занятия	Форма контроля
1	Основные классы неорганических соединений.	практ.	Т, ПР, С
2	Основные законы химии.	практ.	Т, С, ЗЛР,
3	Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов.	практ.	Т, ЗЛР, ДИЗ
4	Химическая связь. ТВС.	практ.	ПР
5	Термодинамика и термехимия.	практ.	Т, ПР, ДИЗ
6	Кинетика и равновесие.	практ.	ДИЗ, КР
7	Скорость химических реакций и химическое равновесие.	лаб. р.	ЗЛР, Т
8	Растворы. Коллигативные свойства растворов.	практ.	КР, ДИЗ
8-10	Приготовление растворов заданной концентрации.	лаб.	ЗЛР
11	Электролитическая диссоциация.	лаб.	ЗЛР, Т
12	Гидролиз солей.	лаб.	ЗЛР, Т
13	Растворы. Электролитическая диссоциация. Гидролиз солей.	практ.	ДИЗ, ПР
14	Получение и свойства коллоидных систем.	лаб.	ЗЛР, Т
15	Поверхностные явления.	практ.	К, С, Т
16	Адсорбция уксусной кислоты на угле.	лаб.	ЗЛР, ПР
17	Окислительно-восстановительные реакции.	лаб.	ЗЛР, Т, ДИЗ
18	Комплексные соединения.	лаб.	ЗЛР, ПР, Т
19,20	Общие свойства неметаллов.	лаб., практ.	ЗЛР, ПР, Т
21,22	Общие свойства металлов.	лаб., практ.	ЗЛР, ПР, Т
23	Свойства металлов побочных подгрупп.	лаб.	ЗЛР, ПР
24,25, 26	Общие свойства углеводородов.	лаб., практ.	ЗЛР, ПР, К, С
27,28	Метрологические характеристики методов анализа. Качественный анализ. Количественные методы анализа: гравиметрический и титриметрический.	практ.	К, С, ДТ
29	Титриметрический анализ. Определение жесткости воды комплексонометрическим методом.	лаб.	ЗЛР, ПР
30,31	Хроматографические методы анализа.	практ.	ПР, ТД
32	Ионообменная колоночная хроматография.	лаб.	ПР, ЗЛР
33,34, 35	Спектральные методы анализа.	практ.	ТД, Т, К, С

36	Фотоэлектроколориметрия. Определение содержания железа в водопроводной воде.	лаб.	ЗЛР, ПР
37,38	Электрохимические методы анализа.	практ.	ТД, Т, К, С
39	Потенциометрия (рН-метрия). Определение степени гидролиза солей.	практ.	ТД, Т, К, С
40	Термические методы анализа.	практ.	ТД, Т, К, С
	Итоговая контрольная работа.	практ.	КР
	Всего	32/48	
	<i>Коллоквиум № I часть I «Строение атома»</i>	в/аз	КЛ, С
	<i>Коллоквиум № I часть 2 «ПЗ и ПС»</i>	в/аз	КЛ, С
	<i>Коллоквиум № I часть 3 «Химическая связь. МВС. ММО»</i>	в/аз	КЛ, С
	<i>Коллоквиум № II «Химическая идентификация»</i>	в/аз	КЛ, С
	№ 1 «Строение атома. Период. система и периодический закон. Химическая связь»	в/а	ДИЗ
	№ 2 «Термодинамика. Химическая кинетика и равновесие».	в/а	ДИЗ
	№ 3 «Растворы. Электролитическая диссоциация. Гидролиз солей»	в/а	ДИЗ
	№ 4 «Окислительно-восстановительные реакции».	в/а	ДИЗ
	№ 5 «Общие свойства s- и p-элементов».	в/а	ДИЗ
	№ 6 «Общие свойства d-металлов».	в/а	ДИЗ
	Конспекты тем для сам. изучения (9 тем) в 1 семестре	в/а	К, С
	Конспекты тем для сам. изучения (14 тем) во 2 семестре	в/а	К, С

*Сокращенные обозначения: Т – тест; ПР – проверочная работа; КР – контрольная работа; КЛ – коллоквиум, ДИЗ – домашнее индивидуальное задание; ЗЛР – защита лабораторной работы; ТД – терминологический диктант; К – конспект; С – собеседование.

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПРЕПОДАВАТЕЛЯМ И СТУДЕНТАМ

По дисциплине «Химия» для специальности 130101.65 «Прикладная геология» в качестве итогового контроля предусмотрены: в первом семестре экзамен, а во втором семестре зачет с оценкой.

При реализации рейтинговой системы оценки знаний итоговая рейтинговая оценка является показателем качества теоретических и практических знаний, умений и навыков студента по дисциплине и складывается из баллов, набранных по текущему контролю, итоговому контролю, премиальных и

штрафных баллов.

Текущий рейтинг складывается из следующих компонентов:

- 1) обязательное посещение лекций;
- 2) выполнение тестовых и самостоятельных заданий для текущего контроля;
- 3) работа на семинарских и практических занятиях;
- 4) сдача предусмотренных программой коллоквиумов;
- 5) выполнение лабораторных работ и собеседование по теме занятия;
- 6) выполнение контрольных и проверочных работ;
- 7) выполнение индивидуальных домашних заданий;
- 8) конспектирование тем для самостоятельного изучения и собеседование по ним.

Итоговый рейтинг – это баллы, набранные за знания по теоретической части дисциплины на экзамене. Экзамен сдается устно или письменно.

Премиальные баллы по дисциплине могут начисляться за выполнение творческих исследовательских работ, изучение дополнительного материала, участие в химической олимпиаде, научной конференции.

Штрафные баллы по дисциплине начисляются за пропуск занятий без уважительной причины, несвоевременное выполнение предусмотренных программой заданий и отчетов по ним.

По дисциплине с экзаменом или зачетом с оценкой границы оценки задаются следующим образом:

менее 51 балла – «неудовлетворительно»

от 51 до 80 баллов – «удовлетворительно»

от 81 до 94 баллов – «хорошо»

от 95 до 100 баллов – «отлично».

Текущий рейтинг по дисциплине составляет 60 баллов.

По результатам экзамена (зачета с оценкой) студент может набрать 40 баллов.

Премиальные баллы не учитываются в сумме баллов текущего контроля и не превышают 5 баллов.

Штрафные баллы за несвоевременное выполнение домашних заданий начисляются по 20 % от максимального балла за данную работу за каждую неделю просрочки.

Минимальное значение рейтинговой оценки, набранной студентом по результатам текущего контроля по всем видам занятий, при котором студент допускается к сдаче экзамена (зачета), составляет 40 баллов. Студент, набравший к моменту окончания семестра менее 40 баллов по текущему контролю, считается не выполнившим график учебного процесса, аттестуется по дисциплине неудовлетворительно и к экзамену (зачету) не допускается.

Студент, пропустивший занятия по уважительной причине, имеет право устранить задолженность и повысить свой рейтинговый балл. Устранение задолженностей по отдельным темам дисциплины в рамках текущего контроля проходит в течение семестра в часы индивидуальных консультаций преподавателя.

Студент, получивший по результатам текущего контроля и экзамена (зачета) рейтинговую оценку по дисциплине менее 51 балла, аттестуется неудовлетворительно (не зачтено) и ликвидирует задолженность в установленном порядке (согласно положению о курсовых экзаменах и зачетах).

Если студент за семестр набрал 55-60 баллов и при этом в целом по промежуточной аттестации оценивался не менее чем на «хорошо» и «отлично», не имел пересдач, в сроки сдавал все, предусмотренные отчетные работы, может быть оценен преподавателем (по его усмотрению) досрочно не сдавая экзамен (зачет с оценкой).

Для успешного освоения курса химии студенты обязаны самостоятельно выполнить ряд работ:

- изучить предлагаемые преподавателем темы теоретического материала и представить их в виде сжатого конспекта, пройти собеседование;
- выполнить в указанные сроки варианты домашних индивидуальных заданий по предложенным темам;
- подготовить и сдать коллоквиумы;

- подготовиться по вопросам к семинарским занятиям, составляя развернутый план-ответ на контрольные вопросы;
- подготовиться к практическим занятиям, осваивая методики решения задач по соответствующей тематике;
- подготовиться к выполнению лабораторных работ, оформляя в лабораторной тетради проведение опытов, а затем к защите лабораторной работы, пройдя собеседование;
- подготовиться к выполнению тестирования или контрольной работы на аудиторных и внеаудиторных занятиях по изученным темам.

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К СДАЧЕ КОЛЛОКВИУМА

Коллоквиум (от лат. colloquium – разговор, беседа) – «одна из форм учебных занятий в форме беседы для выяснения знаний» (сов. энциклоп. словарь). Как правило, коллоквиум охватывает вопросы достаточно объемного раздела учебного материала. Вопросы для подготовки к коллоквиуму выдаются преподавателем заранее перед изучением соответствующих тем учебного материала, назначаются сроки подготовки и время отчетности по ним. Отчет, как правило, проходит в форме собеседования по вопросам коллоквиума во внеаудиторное время.

КОЛЛОКВИУМ № I (часть I) по теме «Строение атома»

1. Экспериментальное обоснование представлений об атоме, как о сложной системе. Открытие радиоактивности, открытие электрона. Модель атома Томсона.
2. Модель атома Резерфорда, ее достоинства и недостатки.
3. Теория Планка. Корпускулярно-волновой дуализм излучения.
4. Теория Бора. Достоинства и недостатки модели Бора.
5. Корпускулярно-волновой дуализм микрочастиц. Волны де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга.

6. Квантовомеханическое описание строения атома. Волновое уравнение Шредингера. Атомная орбиталь.
7. Квантовые числа, их физический смысл.
8. Правила заполнения электронных оболочек атомов: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Ф. Хунда, правила В.М. Клечковского.

Литература: [1], [2], [3], [4], [8], [11] .

КОЛЛОКВИУМ № I (часть 2)

по теме «Периодическая система и периодический закон химических элементов Д.И. Менделеева»

1. Открытие периодического закона. Формулировка периодического закона.
2. Строение периодической системы химических элементов.
3. Закон Мозли. Порядковый номер химического элемента. Современная формулировка периодического закона.
4. Связь положения элемента в периодической системе с его электронным строением.
5. Электронные семейства элементов.
6. Зависимость свойств химических элементов от их положения в периодической системе (атомный радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность).

Литература: [1], [2], [3], [4], [8], [11] .

КОЛЛОКВИУМ № I (часть 3)

по теме «Химическая связь»

1. Понятие химической связи. Типы химической связи. Общие свойства химической связи (длина связи, энергия связи, валентный угол).
2. Ковалентная связь. Свойства ковалентной связи (полярность, поляризуемость, кратность, насыщаемость, направленность).
3. Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации и геометрия молекул. σ и π –связи.

4. Основные положения метода ВС. Механизмы образования ковалентной связи.
5. Ионная связь. Механизм образования. Свойства ионной связи.
6. Водородная связь, образование, свойства. Влияние водородной связи на свойства веществ.
7. Металлическая связь.
8. Силы межмолекулярного взаимодействия.

Литература: [1], [2], [3], [4], [8], [11] .

КОЛЛОКВИУМ № II

по теме «Физико-химические основы поверхностных явлений и физико-химических дисперсных систем»

1. Особенности поверхностного (пограничного) слоя. Факторы, влияющие на поверхностное натяжение жидкостей.
2. Поверхностная активность и ее количественная мера. Поверхностно-активные и поверхностно-неактивные вещества. Правило Дюкло-Траубе.
3. Адсорбция на границе раздела жидкость - газ. Мера адсорбции. Изотерма адсорбции (Фрейндлиха и Лэнгмюра).
4. Адсорбция на границе раздела твердое тело – газ. Физическая и химическая сорбция.
5. Адсорбция на границе раздела твердое тело – раствор. Молекулярная адсорбция и адсорбция сильных электролитов.
6. Ионообменная адсорбция. Катиониты и аниониты.
7. Дайте определение коллоидной химии. Дисперсные системы: степень дисперсности, состав и удельная поверхность, классификации дисперсных систем по разным признакам (по агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсной среды, по размерам частиц дисперсной фазы, по виду дисперсной фазы).
8. Дисперсность. Высокодисперсные и грубодисперсные системы. Особенности коллоидных растворов как высокодисперсных систем.
9. Методы получения (диспергационный и конденсационный) и очистки

коллоидных растворов (фильтрация, диализ, электродиализ, компенсационный диализ, ультрафильтрация).

10. Строение коллоидных частиц.
11. Свойства дисперсных систем.
12. Устойчивость и коагуляция коллоидных систем.
13. Характеристика некоторых дисперсных систем: аэрозоли; суспензии; эмульсии; коллоидные ПАВ.

Литература: [1], [2], [3], [4], [8], [11] .

КОЛЛОКВИУМ № III

по теме «Межфазные электродные потенциалы. Гальванические цепи.

Электролиз и законы электролиза»

1. Электрохимические процессы. Двойной электрический слой (ДЭС). Электродные потенциалы.
2. Стандартные электродные потенциалы, водородный электрод. Уравнение Нернста.
3. Ряд стандартных электродных потенциалов (ряд напряжений) и его интерпретация.
4. ЭДС гальванического элемента (ГЭ). Концентрационные ГЭ.
5. Сущность электролиза. Схема электролизера. Электролиз расплава.
6. Электролиз водных растворов электролитов. Особенности электролизных процессов с активным (растворимым) и инертным (нерастворимым) анодом.
7. Количественные соотношения при электролизе: законы Фарадея, электрохимический эквивалент.

Литература: [1], [2], [3], [4], [8], [11] .

КОЛЛОКВИУМ № IV

по теме «Химическая идентификация веществ»

1. Понятие о химическом анализе и его задачах. Количественный и качественный анализ. Классификация методов химического анализа.

2. Аналитическая проба. Пробоотбор и пробоподготовка.
3. Аналитический сигнал. Требования к аналитическим методам, реакциям, реагентам.
4. Ошибки в химическом анализе. Статистическая обработка результатов анализа.
5. Общая характеристика качественного анализа: аналитические группы катионов и анионов, групповые реагенты.
6. Количественный анализ: весовой (гравиметрический) и объемный (титриметрический).
7. Методы разделения и идентификации веществ: экстракция, хроматография. Сущность хроматографии. Классификация методов хроматографии: по агрегатному состоянию, по механизму разделения, по технике проведения.
8. Классификация и общая характеристика химических, физико-химических и физических методов анализа.
9. Электрохимические методы анализа: потенциометрия (рН-метрия), кондуктометрия, электрогравиметрия и др.
10. Спектроскопические (оптические) методы анализа: эмиссионный спектральный анализ, атомно-абсорбционная спектроскопия, инфракрасная спектроскопия, фотоколориметрия. Люминесцентные методы анализа. Рефрактометрия.
11. Спектроскопические методы анализа (не оптические). Ядерно-физические методы анализа.
12. Современные методы исследования строения вещества: методы радиоспектроскопии (ЭПР и ЯМР), дифракционные методы (РСА, электронография, нейтронография).
13. Термические методы анализа.

*** В методах анализа обязательно указывать области применения.**

Литература: [9], [10], [11], [12].

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К ТЕКУЩЕЙ АТТЕСТАЦИИ

После изучения той или иной темы теоретического материала и выполнения лабораторной работы студентам предлагается выполнить либо письменную проверочную или контрольную работу, либо тест. Контрольная работа или проверочная, тест выполняются на отдельных листах, выдаваемых преподавателем.

Для успешной подготовки к текущему контролю студентам предлагаются контрольные задания и литературные источники для их подготовки. Кроме того, в лабораторном практикуме после каждой лабораторной работы предлагаются контрольные вопросы, позволяющие закрепить теоретический и практический материал, а также подготовиться к защите лабораторных работ. Защита отчета по лабораторным работам во внеаудиторное время.

При выполнении контрольной работы (КР) либо проверочной (ПР) преподавателем выдается вариант работы с контрольными вопросами и задачами. Контрольная работа оформляется аккуратно. Решение задач оформляется по правилам оформления типовых задач по химии, приводится полный ход решения и математические преобразования, соблюдается размерность единиц измерения.

Тема: Основные стехиометрические законы химии.

Контрольные задания:

1. Какой объем при н.у. занимают 2 кг оксида углерода(IV)?
2. Вычислить в граммах массу молекулы кислорода.
3. Масса 800 мл газа (при н.у.) равна 1 г. Найти относительную молекулярную массу этого газа.
4. Какой объем займут $2 \cdot 10^{23}$ молекул хлора при н.у.?
5. Какое количество вещества молекулярного азота находится в объеме, содержащем: а) $6,02 \cdot 10^{22}$; б) $1,2 \cdot 10^{20}$ молекул?
6. Какое число молекул содержится в любом газообразном веществе объемом 1 л (н.у.) и в воде объемом 1 мл?

7. В какой массе CO и CO₂ содержится по $1,2 \cdot 10^{24}$ молекул?
8. Сравните число молекул H₂ и O₂, содержащихся в каждом из этих газов, взятых (н.у.) массой по 10 кг.
9. Чему равна относительная молекулярная масса и масса молекул CO и CO₂, N₂O и N₂O₅?
10. Найдите массы CO, CO₂, NaOH, P₂O₅, в которых содержится 4, 10, 5 и 2,5 молярных масс вещества соответственно.

Литература: [2]о – с.14-29, [3]о, [1]д – 5-21, [2]д, [4]д – 7-8.

Тема: Основные классы неорганических соединений (классификация, номенклатура)

Контрольные задания:

1. Укажите формулы оксидов, проявляющих кислотные свойства:

а) K ₂ O;	б) Al ₂ O ₃ ;	в) CO ₂ ;	г) CaO
----------------------	-------------------------------------	----------------------	--------
2. С какими веществами реагирует оксид фосфора(V)?

а) хлорид кальция;	б) оксид кремния;
в) оксид кальция;	г) гидроксид калия
3. Какие названия оксидов составлены неправильно?

а) MnO – оксид марганца;	б) K ₂ O – оксид калия;
в) FeO – оксид железа(III);	г) SiO ₂ – оксид кремния(IV)
4. Укажите формулы оснований, которые можно получить непосредственным растворением соответствующих оксидов в воде:

а) Cu(OH) ₂ ;	б) LiOH;	в) Ca(OH) ₂ ;	г) Al(OH) ₃
--------------------------	----------	--------------------------	------------------------
5. В растворах щелочей лакмус имеет цвет:

а) красный;	б) малиновый;	в) синий;	г) бесцветен
-------------	---------------	-----------	--------------
6. Какие названия оснований составлены неверно:

а) Fe(OH) ₂ – гидроксид железа;	б) KOH – гидроксид калия(I);
в) Ca(OH) ₂ – гидроксид кальция;	г) CuOH – гидроксид меди(I)
7. С какими солями реагирует соляная кислота?

а) нитрат серебра;	б) силикат калия;
--------------------	-------------------

- в) карбонат натрия; г) сульфат меди(II)
8. Двухосновными кислотами являются:
- а) азотная; б) угольная; в) фосфорная; г) серная
9. Какие кислоты диссоциируют ступенчато?
- а) сернистая; б) азотистая; в) хлорная; г) соляная
10. Какие основания не могут образовывать основные соли:
- а) гидроксид никеля; б) гидроксид бария;
в) гидроксид натрия; г) гидроксид аммония
11. Укажите формулу дигидроортофосфата кальция:
- а) CaHPO_4 ; б) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; в) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$; г) $\text{Ca}_2\text{P}_2\text{O}_7$
12. Выберите формулу сульфата гидроксожелеза(III):
- а) $(\text{FeOH})_2\text{SO}_4$; б) $(\text{Fe}(\text{OH})_2)_2\text{SO}_4$; в) $(\text{FeOH})\text{SO}_4$; г) $\text{Fe}(\text{HS})_2$

Литература: [1], [2], [3], [4], [8], [11] .

Тема: Закон эквивалентов

Контрольные задания:

1. Азот образует оксиды, в одном из которых массовая доля азота составляет 25,93 %, а в другом 36,84 %. Какова молярная масса эквивалента азота в этих оксидах? Напишите их формулы.
2. Определите молярную массу эквивалента металла, если известно, что металл массой 6 г вытесняет из кислоты при н.у. водород объемом 5,6 л.
3. При взаимодействии цинка с соляной кислотой выделилось 0,28 л (н.у.) водорода. Найдите массу израсходованного цинка и образовавшегося хлорида цинка.
4. Металл массой 3,006 г взаимодействует с серой массой 1,635 г. Определите молярную массу эквивалента металла, если молярная масса эквивалента серы равна 16,03 г/моль.
5. Металл массой 2 г вытесняет из раствора медной соли медь массой 1,132 г. Массовая доля кислорода в оксиде меди составляет 20%. Определите молярные массы эквивалента металла и меди.
6. Двухвалентный металл массой 3 г реагирует без остатка с 15,75 г кислоты,

- молярная масса эквивалента которой 63 г/моль; или с 12,75 г другой кислоты. Определите: молярную массу эквивалента металла, молярную массу эквивалента другой кислоты, атомную массу металла. Какой это металл?
7. На восстановление 9,9375 г оксида двухвалентного металла израсходовано 0,25 г водорода. Чему равны молярные массы эквивалента металла и оксида, атомная масса металла? Какой это металл?
 8. При сгорании 5 г металла образуется 9,44 г оксида металла. Определите молярную массу эквивалента металла.
 9. На нейтрализацию 2,45 г кислоты израсходовано 2 г гидроксида натрия. Определите молярную массу эквивалента кислоты.
 10. Определите молярные массы эквивалента металла и серы, если 3,24 г металла образует 3,48 г оксида и 3,72 г сульфида.

Литература: [2]о – 35-36, [3]о, [4]д – 20-22.

Тема: Строение атома.

Контрольные задания:

1. Электроны, находящиеся на одной АО отличаются значением:
 - а) главного квантового числа
 - б) орбитального квантового числа
 - в) магнитного квантового числа
 - г) спинового квантового числа
2. В соответствии с правилом Клечковского заполнение электронами АО происходит:
 - а) в направлении увеличения суммарного спина
 - б) при разных значениях четырех квантовых чисел
 - в) в направлении увеличения суммы главного и орбитального квантовых чисел
 - г) в направлении уменьшения суммарного спина
3. Спиновое квантовое число определяет:
 - а) форму атомной орбитали
 - б) энергию электрона на энергетическом уровне

- в) ориентацию атомной орбитали в пространстве
 г) собственный момент количества движения электрона
4. Главное квантовое число определяет:
- а) форму атомной орбитали
 б) энергию электрона на энергетическом подуровне
 в) размеры электронного облака
 г) собственный момент количества движения электрона
5. Суммарный спин электронов атома фосфора в возбужденном состоянии равен:
- а) $3/2$ б) $5/2$ в) $1/2$ г) 0
6. Суммарный спин электронов атома с электронной конфигурацией $\dots 4s^2 4p^3$ в основном состоянии равен:
- а) 0 б) $1/2$ в) $5/2$ г) $3/2$
7. Определите значение квантовых чисел для электрона на $5f$ -подуровне:
- | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|--|
| ↑ | ↑ | ↑ | ↑ | ↑ | ↑ | |
|---|---|---|---|---|---|--|
- а) $n = 5; l = 4; m = -3; S = 1/2;$ в) $n = 3; l = 3; m = -3; S = 1/2;$
 б) $n = 5; l = 3; m = 0; S = 1/2;$ г) $n = 4; l = 2; m = 2; S = 1/2$
8. Определите значение квантовых чисел для электрона на $6p$ -подуровне:
- | | | |
|----|----|---|
| ↑↓ | ↑↓ | ↑ |
|----|----|---|
- а) $n = 5; l = 5; m = 1; S = 1/2;$ в) $n = 6; l = 1; m = 0; S = 1/2;$
 б) $n = 6; l = 5; m = 0; S = 1/2;$ г) $n = 6; l = 2; m = -1; S = 1/2$
9. Укажите правильную электронную формулу для основного состояния атома с зарядом ядра $+35$:
- а) $\dots 4s^2 4p^6 3d^9$ в) $\dots 4s^2 4p^6 4d^9$
 б) $\dots 4s^2 3d^9 4p^6$ г) $\dots 4s^2 3d^{10} 4p^5$
10. Укажите правильную электронную формулу для основного состояния атома с зарядом ядра $+42$:
- а) $\dots 4s^2 4p^6 5s^2 5p^4$ в) $\dots 4s^2 4p^6 4d^6$
 б) $\dots 4s^2 4p^6 5s^2 4d^4$ г) $\dots 4s^2 4p^6 4d^4 5s^2$

11. Какое количество электронов может максимально располагаться на d- и s- подуровнях:

- а) 10 и 2 б) 6 и 2 в) 10 и 6 г) 14 и 2

12. Какое количество электронов может максимально располагаться на s- и p- подуровнях:

- а) 1 и 3 б) 6 и 14 в) 2 и 6 г) 2 и 10

13. Какая электронная конфигурация соответствует иону O^{-2} ?

- а) $1s^2 2s^2 3s^2 2p^4$ в) $1s^2 2s^2 2p^6$
 б) $1s^2 2s^2 3s^2 3p^4$ г) $1s^2 2s^2 2p^4$

14. Какая электронная конфигурация соответствует иону Mn^{+2} ?

- а) $\dots 3s^2 3p^6 3d^5$ в) $\dots 3s^2 3p^6 4s^2 4p^3$
 б) $\dots 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$ г) $\dots 3s^2 3p^3 4s^2 3d^6$

15. Укажите правильную графическую формулу внешнего уровня атома кислорода:

а)

↑↓

↓↑	↑	↑
----	---	---

 в)

↑

↑↓		↑
----	--	---

б)

↑↓	↑↓	↑↓	
----	----	----	--

 г)

↑↓	↑	↑	↑
----	---	---	---

↑			
---	--	--	--

16. Укажите правильную графическую формулу внешнего уровня атома хлора:

а)

↑↓	↑	↑	↑
----	---	---	---

↑	↑			
---	---	--	--	--

 в)

↑↓	↑↓	↑	↑
----	----	---	---

↑				
---	--	--	--	--

б)

↑↓	↑↓	↑↓	↑
----	----	----	---

 г)

↑	↑	↑	↑
---	---	---	---

↑	↑	↑		
---	---	---	--	--

17. Число вакантных орбиталей на внешнем p-подуровне атома кремния равно:

- а) 0 б) 2 в) 1 г) 3

18. Число электронов на внешнем энергетическом уровне атома серы равно:

- а) 6 б) 4 в) 2 г) 8

19. Какие АО будут заполняться первыми: 6s или 4d; 6p или 5s?
 а) 6s и 6p б) 6s и 5s в) 4d и 6p г) 4d и 5s
20. Какие АО будут заполняться первыми: 4p или 4d; 3d или 4s?
 а) 4p и 3d б) 4d и 3d в) 4p и 4s г) 4d и 4s

Литература: [1], [2], [3], [4], [8], [11] .

Тема: Периодическая система и периодический закон

Д.И. Менделеева

Контрольные задания:

- Свойства химических элементов изменяются в зависимости от:
 - от атомной массы элемента
 - от заряда ядра атома
 - от атомных радиусов
 - от числа электронов в атоме
- Сродство к электрону атомов в группах периодической системы:
 - увеличивается снизу вверх
 - уменьшается снизу вверх
 - изменяется периодически
 - не изменяется
- Электроотрицательность атомов в периодах периодической системы:
 - не изменяется
 - увеличивается слева направо
 - увеличивается справа налево
 - изменяется периодически
- Энергия ионизации атомов в группах периодической системы:
 - изменяется периодически
 - не изменяется
 - уменьшается снизу вверх
 - уменьшается сверху вниз
- В каком ряду расположены только d-элементы
 - Os, Mg, Si
 - Sc, Pb, Te
 - Na, Cd, Hg
 - Co, Pd, Nb
- В каком ряду расположены только s-элементы
 - Si, C, Al
 - Br, F, Cl
 - Rb, Cs, Be
 - K, Ca, Sc
- В каком ряду расположены только p-элементы
 - Zn, Sr, Ca
 - O, Ge, Al
 - Pt, Tc, Zr
 - Ba, Cd, Sb
- Определите положение элемента в периодической системе, если его электронная формула $\dots 3d^{10}4s^1$:
 - 4 период, 1 группа, главная подгруппа
 - 4 период, 1 группа, побочная подгруппа

- в) 3 период, 1 группа, главная подгруппа
 г) 3 период, 1 группа, побочная подгруппа
9. Определите положение элемента в периодической системе, если его электронная формула $\dots 3s^2 3p^3$:
- а) 3 период, 3 группа, главная подгруппа
 б) 3 период, 5 группа, главная подгруппа
 в) 5 период, 3 группа, главная подгруппа
 г) 3 период, 3 группа, побочная подгруппа
10. Определите положение элемента в периодической системе, если его электронная формула $\dots 4d^7 5s^1$:
- а) 4 период, 5 группа, главная подгруппа
 б) 4 период, 8 группа, побочная подгруппа
 в) 5 период, 8 группа, побочная подгруппа
 г) 5 период, 8 группа, главная подгруппа

Литература: [1], [2], [3], [4], [8], [11] .

Тема: Химическая связь

Контрольные задания:

- Укажите тип гибридизации атомных орбиталей мышьяка в молекуле $AsCl_3$, если угол между связями равен 90° ?
 а) sp ; б) sp^2 ; в) sp^3 ; г) нет гибридизации
- Для какого типа гибридизации характерен валентный угол 120° ?
 а) sp ; б) sp^2 ; в) sp^3 ; г) s^2p^2
- В каком соединении все связи ковалентные полярные?
 а) $CaCl_2$; б) S_8 ; в) PH_3 ; г) H_2O_2
- Для какого соединения характерна ионная связь?
 а) H_2CO_3 ; б) SiH_4 ; в) SO_2 ; г) Na_2SO_4
- Между молекулами какого вещества возникают водородные связи?
 а) HI ; б) H_2O_2 ; в) AsH_3 ; г) H_2Te
- В каком соединении длина связи наибольшая?
 а) H_2O ; б) H_2Te ; в) H_2Se ; г) H_2S

7. В каком соединении энергия связи наименьшая?
- а) AsH₃; б) PH₃; в) SbH₃; г) NH₃
8. С каким элементом хлор образует наиболее полярную связь?
- а) As; б) Na; в) H; г) N;
9. В молекуле какого вещества присутствуют как σ -, так и π -связи?
- а) P₄; б) NH₃; в) SO₃; г) CCl₄
10. σ -связи образуются при перекрывании орбиталей:
- а) $p_z-d_z^2$; б) p_x-p_x ; в) $d_{xy}-d_{xy}$; г) p_y-p_y ;
11. Постройте энергетическую диаграмму распределения электронов по молекулярным орбиталям в молекуле B₂.
12. Сколько электронов находится на связывающей σ_s -орбитали?
- а) 0; б) 1; в) 2; г) 4
13. Сколько электронов находится на разрыхляющей σ_s -орбитали?
- а) 0; б) 1; в) 2; г) 4
14. Сколько электронов находится на связывающих π_x - и π_y -орбиталях?
- а) 0; б) 1; в) 2; г) 4
15. Сколько электронов находится на разрыхляющих π_x - и π_y -орбиталях?
- а) 0; б) 1; в) 2; г) 4
16. Каковы магнитные свойства молекулы B₂?
- а) парамагнетик; в) магнитные свойства отсутствуют;
б) диамагнетик; г) ферромагнетик
17. Как изменится энергия связи в ионе B₂⁻ по сравнению с молекулой B₂?
- а) не изменится; б) уменьшится; в) увеличится
18. Каковы магнитные свойства иона B₂⁻?
- а) парамагнетик; в) магнитные свойства отсутствуют;
б) диамагнетик; г) ферромагнетик
19. Как изменится энергия связи в ионе B₂⁺ по сравнению с молекулой B₂?
- а) не изменится; б) уменьшится; в) увеличится
20. Каковы магнитные свойства иона B₂⁺?
- а) парамагнетик; в) магнитные свойства отсутствуют;

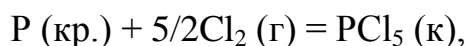
б) диамагнетик; г) ферромагнетик

Литература: [1], [2], [3], [4], [8], [11] .

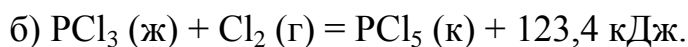
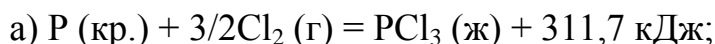
Тема: Основы химической термодинамики. Тепловые эффекты химической реакции

Контрольные задания:

1. Определите энтальпию образования пентахлорида фосфора:

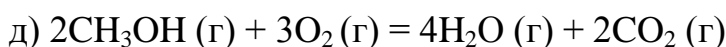
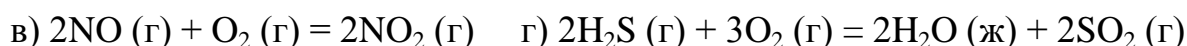
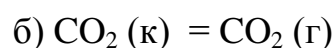
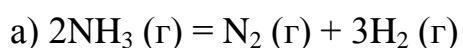


если известны тепловые эффекты следующих реакций:



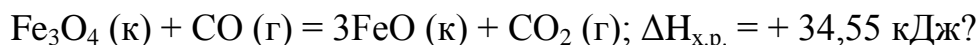
2. Теплота растворения NaOH в воде равна 41,6 кДж. Какое количество теплоты выделится при растворении в воде 225 г NaOH?

3. Не производя вычислений, установить знак ΔS^0 следующих процессов:



4. Исходя из значений стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ, вычислите ΔG^0_{298} реакции, протекающей по уравнению: $\text{NH}_3 (\text{г}) + \text{HCl} (\text{г}) = \text{NH}_4\text{Cl} (\text{к})$. Может ли эта реакция при стандартных условиях идти самопроизвольно?

5. Определите, при какой температуре начнется реакция восстановления Fe_3O_4 , протекающая по уравнению:



6. При сжигании 3,04 г магния выделилось 76,45 кДж теплоты. Теплота образования MgO (ΔH^0_{f} , кДж/моль) равна:



7. Теплота образования оксида углерода(IV) равна $\Delta H^0_{\text{f}} = -393,6 \text{ кДж}$. При выделении теплоты в количестве 209,3 кДж образовался оксид углерода(IV) в объеме (в литрах при н.у.), равном:



8. При образовании 1 л (при н.у.) HBr выделяется 1,58 кДж теплоты. Теплота образования (ΔH°_f , кДж/моль) бромоводорода равна:
 а) + 35,4; б) - 35,4; в) + 22,4; г) - 22,4
9. Термохимическое уравнение реакции имеет вид:
 $2\text{Al} (\text{т}) + \text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{т}) = \text{Al}_2\text{O}_3 (\text{т}) + 2\text{Fe} (\text{т}) + 848 \text{ кДж}$.
 Количество теплоты (в кДж), которое выделится при взаимодействии 10,8 г алюминия, равно:
 а) + 84,8; б) + 169,6; в) + 254,4; г) + 424,0
10. При каком из следующих случаев реакция возможна при любых температурах:
 а) $\Delta H < 0, \Delta S > 0$; б) $\Delta H < 0, \Delta S < 0$; в) $\Delta H > 0, \Delta S > 0$
11. При каких значениях знака ΔG возможно самопроизвольное протекание процесса
 а) $\Delta G > 0$; б) $\Delta G < 0$; в) $\Delta G = 0$
12. Если $\Delta H < 0$ и $\Delta S < 0$, то в каком из случаев реакция может протекать самопроизвольно:
 а) $|\Delta H| > |T\Delta S|$; б) $|\Delta H| < |T\Delta S|$; в) $|\Delta H| = |T\Delta S|$

Литература: [1], [2], [3], [4], [8], [11] .

Тема: Основы химической кинетики и химического равновесия.

Скорость химической реакции

Контрольные задания:

1. Запишите выражение для констант равновесия следующих реакций:

$$4\text{HCl} (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O} (\text{г}) + 2\text{Cl}_2 (\text{г})$$

$$\text{CaCO}_3 (\text{тв}) \rightleftharpoons \text{CaO} (\text{тв}) + \text{CO}_2 (\text{г})$$
2. Какие факторы смещают равновесие реакции в сторону обратной реакции:

$$\text{COCl}_2 \rightleftharpoons \text{CO} + \text{Cl}_2, \Delta H_{\text{х.р.}} = 112,8 \text{ кДж}$$
3. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при увеличении температуры на 50° , если температурный коэффициент равен 2:
 а) 2; б) 10; в) 8; г) 16; д) 32
4. На сколько градусов надо повысить температуру, чтобы скорость реакции

увеличилась в 27 раз при температурном коэффициенте, равном 3:

- а) 3; б) 30; в) 27; г) 9; д) 81
5. Как изменится скорость газовой реакции $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$ при увеличении концентрации NO_2 в 5 раз:
- а) 5; б) 10; в) 16; г) 20; д) 25
6. Как уменьшится скорость газовой реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ при разбавлении реагирующей смеси в 3 раза:
- а) 3; б) 6; в) 9; г) 18; д) 27
7. Для реакции $\text{A} + \text{B} = \text{C}$ при $C_{\text{A}} = 2$ моль/л и $C_{\text{B}} = 1$ моль/л скорость равна 0,3 моль/л•ч. Вычислите константу скорости:
- а) 0,15; б) 0,40; в) 0,60; г) 0,80; д) 0,90
8. В газовой среде протекает химическая реакция: $\text{B} + \text{A}_2 = \text{D}_2$. Напишите выражение закона действующих масс для этой реакции.
- а) $U = kC_{\text{A}}^2C_{\text{B}}C_{\text{D}}^2$; б) $U = kC_{\text{A}}C_{\text{B}}C_{\text{D}}$;
в) $U = kC_{\text{B}}C_{\text{A}}^2$; г) $U = kC_{\text{A}}C_{\text{B}}$;
9. Чтобы сместить равновесие в системе $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{г})$ в сторону обратной реакции, необходимо:
- а) повысить давление; б) понизить концентрацию NO_2 ;
в) повысить концентрацию O_2 ; г) повысить концентрацию NO_2 .
10. Запишите выражение константы равновесия для реакции:



- а) $K_{\text{C}} = [\text{NOCl}_2]^2/[\text{NO}][\text{Cl}_2]$; б) $K_{\text{C}} = [\text{NO}][\text{Cl}_2]/[\text{NOCl}_2]^2$;
в) $K_{\text{C}} = [\text{NOCl}_2]^2/[\text{NO}][\text{Cl}_2]^2$; г) $K_{\text{C}} = [\text{NO}][\text{Cl}_2]/[\text{NOCl}_2]$.

Литература: [1], [2], [3], [4], [8], [11] .

Тема: Растворы неэлектролитов

Контрольные задания:

1. Какой объем 0,1 н азотной кислоты можно приготовить из 0,7 л раствора HNO_3 с массовой долей 30 % ($\rho = 1,219$ г/мл)?
2. Водный раствор содержит 577 г серной кислоты в 1 л. Плотность равна 1,335 г/мл. Вычислите массовую долю (%) серной кислоты в растворе, мо-

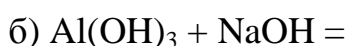
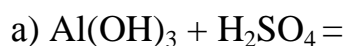
лярную, моляльную и эквивалентную концентрации раствора.

3. Какой объем раствора соляной кислоты с массовой долей HCl в растворе 30 % ($\rho = 1,149$ г/мл) следует добавить к 5 л 0,5 н раствора HCl для получения 1 н раствора?
4. Какой объем 0,25 н раствора серной кислоты можно нейтрализовать прибавлением 0,6 л 0,15 н раствора гидроксида кальция?
5. Какой объем воды нужно прибавить к 1 л раствора гидроксида калия ($\omega = 40$ %, $\rho = 1,411$ г/мл), чтобы получить раствор KOH с массовой долей 18 %?
6. Определите массу карбоната калия, выпавшего в осадок из 770 г насыщенного при 100°C раствора и охлажденного до 0°C , если в 100 г растворителя при 100°C содержится 155 г соли, а при 0°C – 111 г соли.
7. Определите массовую долю хлорида кобальта(II) и его растворимость, если 500 г раствора CoCl_2 при 20°C содержат 173 г соли.
8. Определите осмотическое давление раствора, содержащего 90,08 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ в 4 л раствора при 27°C .
9. Осмотическое давление раствора, содержащего в 1 л 3,2 г неэлектролита, равно $2,42 \cdot 10^5$ Па при 20°C . Вычислите молекулярную массу неэлектролита.
10. Раствор, состоящий из 9,2 г глицерина $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$ и 400 г ацетона, кипит при $56,38^\circ\text{C}$. Чистый ацетон кипит при 56°C . Вычислите эбуллиоскопическую константу ацетона.
11. Раствор, состоящий из 9,2 г иода и 100 г метилового спирта, кипит при 65°C . Сколько атомов входит в состав молекулы иода, находящегося в растворенном состоянии? Температура кипения спирта $64,7^\circ\text{C}$, а его эбуллиоскопическая константа $E = 0,84^\circ\text{C}$.
12. Вычислите температуру замерзания раствора, содержащего 20 г сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ в 400 г воды.
13. Какая масса нафталина C_{10}H_8 находится в 8 кг бензола, если этот раствор замерзает при $3,45^\circ\text{C}$? Температура замерзания чистого бензола $5,4^\circ\text{C}$.

(k_1 и k_2). Какая из этих величин меньше? Почему?

10. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций растворения в соляной кислоте следующих малорастворимых в воде веществ: а) $\text{Cr}(\text{OH})_3$; б) $\text{Zn}(\text{OH})_2$.

11. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения реакций:



12. Растворы каких веществ нужно взять, чтобы получить в осадке гидроксид никеля(II)? Напишите молекулярное, полное и сокращенное ионные уравнения.

Литература: [1], [2], [3], [4], [8], [11], [5], [6].

Тема: Гидролиз солей

Контрольные задания:

1. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения гидролиза солей и укажите, какую реакцию среды имеют их водные растворы: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; MnSO_4 ; Na_3PO_4 ; $\text{Ba}(\text{CN})_2$, Na_2SO_3 , CuCl_2 .
2. Объясните, почему усиливается гидролиз сульфата железа(III) при: а) повышении температуры; б) добавлении щелочи; в) добавлении раствора карбоната натрия?
3. Чем объяснить, что при сливании раствора хлорида алюминия с раствором сульфида натрия в осадок выпадает гидроксид алюминия, а не сульфид алюминия? Составьте уравнение реакции.
4. Как влияет на степень гидролиза сульфата хрома(III): а) прибавление щелочи; б) прибавление кислоты; в) повышение температуры; г) прибавление раствора сульфида калия; д) прибавление раствора карбоната натрия?
5. Охарактеризуйте поведение в растворе следующих солей и укажите реакцию их водных растворов: NH_4NO_3 ; K_2SO_3 ; Na_2SO_4 ; CaCl_2 ; $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ba}$.
6. Какие из указанных ниже солей подвергаются гидролизу? Укажите механизм гидролиза: NaClO ; NaCl ; MgCl_2 ; Na_2S ; $(\text{NH}_4)_2\text{S}$.
7. Какая из перечисленных солей гидролизу не подвергается:

- а) BeSO_4 ; б) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; в) $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$; г) NaNO_3
8. Водный раствор какой соли имеет нейтральную среду:
- а) CaSO_4 ; б) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$; в) CdCl_2 ; г) CoSO_4
9. Для водного раствора соли укажите реакцию среды:
- 1) NaClO_4 ; 2) K_3PO_4 ; 3) MgCl_2 ; 4) FeCl_2
- а) $\text{pH} = 7$; б) $\text{pH} > 7$; в) $\text{pH} < 7$
10. При гидролизе какой из приведенных солей образуется кислая соль:
- а) NiSO_4 ; б) Na_2S ; в) AlCl_3 ; г) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
11. В каком случае при сливании водных растворов солей происходит полный гидролиз продукта реакции:
- а) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ б) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
в) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ г) $\text{SrCl}_2 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
12. Гидролиз какой соли протекает по уравнению:
- $$\text{PO}_4^{3-} + \text{HON} \rightarrow \text{HPO}_4^{2-} + \text{OH}^-$$
- а) K_2HPO_4 ; б) NaH_2PO_4 ; в) AlPO_4 ; г) K_3PO_4
13. Добавление какого из приведенных веществ может увеличить степень гидролиза фосфата калия:
- а) HCl ; б) K_3PO_4 ; в) KCl ; г) NaOH
14. В водном растворе какой соли фенолфталеин имеет малиновую окраску:
- а) NaClO_4 ; б) K_3PO_4 ; в) ZnCl_2 ; г) NH_4Cl

Литература: [1], [2], [3], [4], [8], [11], [5], [6].

Тема: Окислительно-восстановительные реакции

Контрольные задания:

1. Расставьте коэффициенты в уравнении методом полуреакций:
- $$\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
2. Сколько ионов водорода участвует в процессе восстановления?
- а) 1; б) 2; в) 3; г) 4; д) 5
3. Сколько электронов участвуют в процессе восстановления?
- а) 1; б) 2; в) 3; г) 4; д) 5
4. Сколько электронов участвуют в процессе окисления?

- а) 1; б) 2; в) 5; г) 8; д) 11
5. Какой коэффициент стоит перед молекулой восстановителя?
- а) 1; б) 2; в) 4; г) 6; д) 8
6. Сколько молекул воды образуется в реакции:
- а) 1; б) 2; в) 4; г) 5; д) 6
7. В процессе окисления:
- а) степень окисления понижается;
- б) степень окисления повышается;
- в) происходит присоединение электронов;
- г) степень окисления не изменяется
8. Выберите процесс восстановления:
- а) $As^{-3} \rightarrow As^{+5}$; б) $S^0 \rightarrow S^{+6}$; в) $N^{-3} \rightarrow N^{+3}$; г) $N^{+3} \rightarrow N^{-3}$
9. Какое из указанных веществ может проявлять только окислительные свойства:
- а) H_2S ; б) H_2SO_3 ; в) H_2SO_4 ; г) Na_2SO_3
10. Какая из приведенных реакций является окислительно-восстановительной:
- а) $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$; б) $KOH + HCl \rightarrow KCl + H_2O$;
- в) $N_2O_5 + H_2O \rightarrow HNO_3$; г) $SiH_4 + O_2 \rightarrow SiO_2 + H_2O$
11. Выберите процесс окисления:
- а) $As^{+3} \rightarrow As^0$; б) $S^0 \rightarrow S^{+6}$; в) $N^{+3} \rightarrow N^{+2}$; г) $N^{+3} \rightarrow N^{-3}$
12. Какое из указанных веществ может проявлять только восстановительные свойства:
- а) NH_3 ; б) HNO_3 ; в) HNO_2 ; г) $NaNO_3$

Литература: [1], [2], [3], [4], [8], [11], [5], [6].

Тема: Комплексные соединения

Контрольные задания:

1. Назовите соединения: $[Ni(NH_3)_6]SO_4$, $[Ag(NH_3)_2]NO_3$, $[Zn(H_2O)_4]SO_4$, $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$, $K_3[Fe(CN)_6]$, $Na_3[Ag(S_2O_3)_2]$.
2. Укажите для приведенных соединений комплексообразователь и лиганды,

внутреннюю и внешнюю сферу комплекса.

3. Определите координационное число комплексообразователя, заряд комплексообразователя и комплексной частицы. К какому типу комплексов относятся эти соединения?
4. Запишите уравнения диссоциации комплексных соединений и комплексных ионов. Напишите константы нестойкости комплексных ионов вышеперечисленных соединений.
5. Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя в следующих соединениях и приведите их названия:
 - а) $K[AuBr_4]$
 - б) $K_2[Cd(CN)_4]$
 - в) $Ca[ZrF_6]$
 - г) $Na_3[Ag(S_2O_3)_2]$
 - д) $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$
 - е) $K[PtNH_3Cl_5]$
 - ж) $H[Co(H_2O)_2(CN)_4]$
 - з) $[Pt(NH_3)_5Cl]Cl_3$
 - и) $Na_2[FeNO(CN)_5]$
6. Определите величину и знак заряда комплексных ионов. Составьте формулы комплексных соединений с приведенными катионом или анионом:
 - а) $[Bi^{+3}I_4]$
 - б) $[Cr^{+3}(NH_3)_5Cl]$
 - в) $[Pd^{+2}(NH_3)_2(CN)_2]$
 - г) $[Fe^{+3}F_6]$
 - д) $[Hg^{+2}(SCN)_4]$
 - е) $[Cr^{+3}(H_2O)_4Cl_4]$
 - ж) $[Co^{+3}(NH_3)_2(NO_2)_4]$
 - з) $[Fe^{+3}(H_2O)_5Br]$
 - и) $[Ag^{+1}(CN)_2]$
7. Написать координационные формулы следующих комплексных соединений и привести их названия:
 - а) $PtCl_4 \cdot 6NH_3$
 - б) $PtCl_4 \cdot 5NH_3$
 - в) $PtCl_4 \cdot 4NH_3$
 - г) $PtCl_4 \cdot 3NH_3$
 - д) $PtCl_4 \cdot 2NH_3$
8. Написать молекулярные и ионные уравнения реакций обмена между следующими соединениями:
 - а) $CdSO_4 \cdot 4NH_3 + BaCl_2 =$
 - б) $PtCl_4 \cdot 2NH_3 \cdot H_2O + AgNO_3 =$
 - в) $Fe(CN)_2 \cdot 4KCN + FeCl_3 =$
9. Какой комплексный ион устойчивее:
 - а) $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$ или $[Cd(NH_3)_4]^{2+}$
 - б) $[Co(NH_3)_4]^{2+}$ или $[Co(NH_3)_6]^{3+}$Ответ мотивируйте сравнением значений констант нестойкости комплексных ионов.

Литература: [1], [2], [3], [4], [8], [11], [5], [6].

Тема: Общие свойства неметаллов

Контрольные задания:

1. Более прочная связь между атомами в молекуле:
а) F_2 ; б) Cl_2 ; в) Br_2 ; г) I_2
2. Какой из галогенов является более сильным восстановителем?
а) F_2 ; б) Cl_2 ; в) Br_2 ; г) I_2
3. К растворам солей прилили кислоту. В каких случаях наблюдается выделение газа?
а) Na_2SO_4 ; б) $CuSO_4$; в) Na_2S ; г) Na_2SO_3
4. Какой тип гибридизации атомных орбиталей азота имеет место при образовании молекулы аммиака?
а) sp ; б) sp^3 ; в) sp^2 ; г) sp^2d
5. В каких из указанных реакций может выделяться свободный бром?
а) $KBr + I_2 \rightarrow$ б) $KBr + KBrO_3 + H_2O \rightarrow$
в) $KBrO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$ г) $KBr + H_2SO_4 (к) \rightarrow$
6. Какие вещества получаются при взаимодействии фтора с водой?
а) $HF + HFO$ б) $H_2 + F_2O$
в) $HF + O_2$ в) H_2FO
7. В каких из указанных реакций можно получить свободный йод?
а) $KIO_3 + Cl_2 \rightarrow$ б) $KIO_3 + Br_2 \rightarrow$
в) $KI + Br_2 \rightarrow$ г) $KI + SO_2 + H_2O \rightarrow$
8. В каких случаях хлор окисляется?
а) $2Cl^- \rightarrow Cl_2$; б) $2ClO^- \rightarrow Cl_2$;
в) $ClO_3^- \rightarrow ClO^-$; г) $Cl_2 \rightarrow 2Cl^-$
9. С какими из перечисленных веществ взаимодействует HBr ?
а) $Ca(OH)_2$; б) PCl_3 ; в) H_2SO_4 (разб.); г) KI
10. С какими из перечисленных веществ реагирует концентрированная азотная кислота?
а) CO_2 ; б) HCl ; в) Cl_2 ; г) Al

Литература: [1], [2], [3], [4], [8], [11], [5], [6].

Тема: Общие свойства металлов

Контрольные задания:

1. С помощью каких реакций можно осуществить следующие превращения:



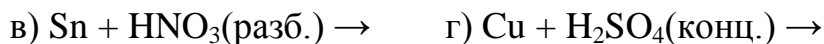
2. Как можно осуществить следующие превращения:



3. Осуществите превращения:



4. Напишите уравнения реакций взаимодействия металлов с кислотами:



5. Гидроксид меди(II) реагирует с:

а) водой;

б) азотной кислотой;

в) оксидом алюминия;

г) золотом

6. Оксид кальция реагирует с:

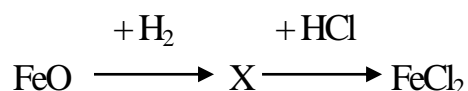
а) оксидом лития;

б) медью;

в) азотной кислотой;

г) оксидом магния

7. Формула вещества, обозначенного “X” в схеме превращений:



а) Fe_2O_3 ;

б) FeCl_3 ;

в) Fe ;

г) $\text{Fe}(\text{OH})_3$

8. Количество водорода, выделившегося при взаимодействии 325 г цинка с соляной кислотой, равно:

а) 1 моль;

б) 3 моль;

в) 5 моль;

г) 7 моль

9. Формулы продуктов реакции кальция с водой и коэффициенты перед ними в соответствующем уравнении реакции:

а) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и H_2 ;

б) CaO и H_2 ;

в) CaO и 2H_2 ;

г) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и 2H_2

10. Формулы продуктов реакции алюминия с соляной кислотой и коэффици-

сле решения убедиться, что все пункты задания выполнены.

Задания должны быть выполнены без исправлений и помарок.

Домашние работы сдаются на проверку в установленные преподавателем сроки. При несвоевременной сдаче работы оценка за нее при рейтинговой системе оценки снижается согласно штрафным требованиям. Если в домашней работе имеются ошибки, то после проверки работа выдается студенту для их исправления. Исправление ошибок производится отдельно (неверно выполненное задание решается заново), а не в тексте уже проверенной работы.

Каждая последующая домашняя работа выдается студенту только после выполнения предыдущей.

К сдаче экзамена допускаются студенты, имеющие оценку “зачтено” (рейтинговый балл) за все домашние работы. В случае невыполнения одной или более домашних работ на экзамене перед получением билета студент выполняет дополнительно задания из домашних работ и сдает экзамен только при их правильном выполнении и наличии времени. В противном случае ставится оценка “неудовлетворительно”.

ДИЗ № 1 «Строение атома. Периодическая система и периодический закон Д.И. Менделеева. Химическая связь».

Литература: [1] – с. 10-22, [2] – с. 55-88, [3], [4], [8], [11], [5], [6].

ДИЗ № 2 «Термодинамика. Химическая кинетика и химическое равновесие».

Литература: [1] – с. 114-144, [2] – с. 163-187, [3], [4], [8], [11], [5], [6].

ДИЗ № 3 «Растворы. Электролитическая диссоциация. Гидролиз солей».

Литература: [1] – с. 93-113, [2] – с. 158-163, 187-196, [3], [4], [8], [11], [5], [6].

ДИЗ № 4 «Окислительно-восстановительные реакции».

Литература: [1] – с. 178-183, [2] – с. 255-263, [3], [4], [8], [11], [5], [6].

ДИЗ № 5 «Общие свойства s- и p-элементов» (задание выдается по ис-

точнику [13] – с. 71-76, 81-86).

Литература: [2] – с. 543-550, 587-599, 608-618, 338, 359, 383, 417. 491, [3], [4] – 239, 255, 303, 315, 325, 355, 396, 432, 456, [4], [8], [11], [5], [6].

ДИЗ № 6 «Общие свойства d-металлов» (задание выдается по источнику [13] – с. 76-79, 81-86).

Литература: [1] – с. 270-325, [2] – с. 625-645, 649-678, [3], [4] – 325-495, [8], [11], [5], [6].

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО ИЗУЧЕНИЯ ТЕОРЕТИЧЕСКИХ ВОПРОСОВ

Для освоения ряда теоретических вопросов для самостоятельного изучения студенту необходимо поработать с литературными источниками и законспектировать изученный вопрос в виде сжатого конспекта.

1 семестр

1. Основные стехиометрические законы химии. Понятие моль вещества. Закон эквивалентов.
2. Явление радиоактивности. Ядерные реакции. Применение.
3. Ионная связь и ее свойства.
4. Металлическая связь, свойства, особенности.
5. Межмолекулярное взаимодействие (Ван-дер-Ваальсовы силы). Водородная связь и ее особенности.
6. Агрегатные состояния: твердое, газообразное, жидкое, состояние плазмы.
7. Кристаллическое состояние. Типы кристаллических решеток. Природа связи между частицами в различных типах кристаллических решеток.
8. Растворы неэлектролитов. Законы Рауля и Вант-Гоффа.
9. Коррозия металлов. Виды коррозии и механизмы. Методы защиты от коррозии.

2 семестр

1. Общая характеристика s-, p-, d-, f - элементов: положение в периодической системе, особенности электронного строения, общие физические и химические свойства. Применение.

2. Поверхностные явления, адсорбция, типы адсорбции, значение.
3. Общие свойства предельных углеводов..
4. Общие свойства непредельных углеводов.
5. Общие свойства ароматических углеводов.
6. Кислородсодержащие углеводороды.
7. Азотосодержащие и кислородсодержащие углеводороды.
8. Полимеры и олигомеры.
9. Качественный анализ (качественные реакции и группы катионов).
10. Количественный анализ (гравиметрический и титриметрический).
11. Электрохимические методы анализа: кулонометрия, вольтамперометрия, полярография, электрогравиметрия.
12. Спектроскопические (оптические) методы анализа: эмиссионный спектральный анализ; закон Бугера-Ламберта-Бера и атомно-абсорбционная спектроскопия, инфракрасная спектроскопия, фотоколориметрия. Люминесцентные методы анализа. Рефрактометрия.
13. Спектроскопические методы анализа (не оптические). Ядерно-физические методы анализа. Радиохимические методы анализа. Области применения.
14. ЭПР (электронный парамагнитный резонанс) и ЯМР (ядерный магнитный резонанс) спектроскопия.

* Тема 1 (Химия элементов) оформляется по плану: общая характеристика элементов, физические свойства, химические свойства (основные реакции), применение (перечисление направлений и областей).

** Темы 3-8 (Органическая химия) оформляются по плану: 1 – краткая характеристика строения, общая формула, номенклатура; 2 – характерные физические и химические свойства; 3 – применение.

*** Темы с 11 по 14 оформляются по плану: 1 – физическая суть метода, законы, лежащие в основе метода; 2 – классификация; 3 – приборное обеспечение (принципиальная схема, основные узлы); 4 – особенности подготовки пробы; 5 – области применения.

Литература: [9], [10], [12].

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К ЭКЗАМЕНУ И ЗАЧЕТУ (С ОЦЕНКОЙ)

Не позднее, чем за месяц до начала экзаменационной сессии студентам выдается перечень вопросов к экзамену или зачету (с оценкой). При подготовке к экзамену студент использует лекционный материал, конспекты изученных самостоятельно вопросов, а также рекомендуемые литературные источники, в том числе и интернет-ресурсы. При отсутствии зачета по лабораторному практикуму студент обязан в отведенное время в семестре защитить все лабораторные работы. Для более успешной работы над экзаменационными вопросами, рекомендуется обязательно делать записи химических реакций, математических формул, предусмотренных вопросами схем и диаграмм. Аналогично рекомендуется готовиться к сдаче зачета с оценкой, т.к. зачет при отсутствии экзамена служит формой контроля усвоения дисциплины в целом.

Примерные вопросы к зачету с оценкой (1 семестр)

1. Основные положения атомно-молекулярной теории. Основные стехиометрические законы химии. Химический эквивалент. Закон эквивалентов. Относительные атомные и молекулярные массы. Молярная масса и молярный объем (число Авогадро). Химический элемент, простые и сложные вещества.
2. Развитие представлений об атоме как сложной системе (открытие электрона и явления радиоактивности, опыты Резерфорда). Сравнительный анализ моделей атома Томсона и Резерфорда.
3. Квантовая теория Планка. Корпускулярно-волновой дуализм излучения. Уравнение Планка. Явление фотоэффекта. Фотоны. Корпускулярно-волновой дуализм частиц и уравнение де Бройля (волны де Бройля). Принцип неопределенности Гейзенберга. Модель атома водорода Бора.
4. Понятие о волновом уравнении Шредингера и квантово-механическая модель атома. Электронное облако, атомная орбиталь. Квантовые числа и их физический смысл. Уровни энергии и орбитальный момент

количества движения электронов, пространственная ориентация электронных облаков и собственный момент количества движения и их отображение через совокупность квантовых чисел.

5. Многоэлектронные атомы и принципы заполнения орбиталей в атомах: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Хунда. Порядок заполнения атомных орбиталей. Квантовые слои и подслои электронов. Электронные формулы. Символическая и графическая формы записи электронных формул.

6. Строение атомного ядра. Протон и нейтрон как две разновидности нуклона. Природа и специфика ядерных сил. π -Мезоны как кванты ядерного поля. Изотопы. Ядерные реакции и виды ядерных превращений. Синтез трансурановых элементов. Применение радиоактивных нуклидов в промышленности.

7. Периодический закон Д.И. Менделеевым и его современная формулировка. Принципы построения периодической системы элементов (периоды и группы). Взаимосвязь положения элементов в периодической системе с электронным строением атомов. Электронные конфигурации атомов элементов главных и побочных подгрупп. Связь свойств элемента с его положением в периодической системе.

8. Природа химической связи. Основные характеристики связи: длина, энергия. Основные типы химической связи. Ковалентная связь. Основные представления теории валентных связей. Механизмы образования и свойства ковалентных связей (направленность, насыщенность, кратность, полярность и поляризуемость). Валентные углы и гибридизация атомных орбиталей (типы гибридизации), геометрия молекулярных образований.

9. Ионная связь и ее свойства (ненаправленность и ненасыщаемость). Ионные кристаллические решетки. Специфика водородной связи и условия ее проявления. Типы и роль межмолекулярных взаимодействий. Донорно-акцепторное взаимодействие и ван-дер-ваальсовы силы (ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействия).

10. Металлическая связь, особенности и условия ее проявления. Типы и роль межмолекулярных взаимодействий. Донорно-акцепторное взаимодействие и ван-дер-ваальсовы силы (ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействия).

11. Изменение внутренней энергии системы. Энтальпия и энтропия. Первое, второе и третье начала термодинамики. Изобарно-изотермический потенциал (энергия Гиббса).

12. Теплоты образования химических соединений и тепловые эффекты химических реакций. Закон Гесса. Изменение внутренней энергии системы в изобарно-изотермическом и изохорно-изотермическом процессах. Первое и второе начала термодинамики.

13. Скорость химической реакции и ее зависимость от концентрации реагирующих веществ. Закон действующих масс. Константа скорости реакции и ее физический смысл. Зависимость скорости реакции от температуры, понятие об активных молекулах и энергии активации. Явление катализа: гомогенный и гетерогенный катализ. Роль катализа в промышленности и в биологических процессах.

14. Химическая кинетика и механизмы протекания химических реакций. Скорость и факторы, влияющие на скорость химических реакций. Катализ и механизм влияния катализаторов на скорость реакции. Молекулярность реакции. Радикальные реакции: цепные и разветвленные реакции.

15. Необратимые и обратимые химические реакции. Условия обратимости и необратимости химических процессов. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Смещение химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ, давления и температуры. Роль катализаторов в обратимых процессах.

16. Растворы неэлектролитов. Свойства разбавленных растворов. Закон Рауля и коллигативные свойства растворов. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Изотонический коэффициент.

17. Дисперсные системы и их типы. Коллоидные растворы, методы

получения, свойства. Устойчивость (типы устойчивости) и коагуляция коллоидов. Студни и гели.

18. Основные положения теории электролитической диссоциации Аррениуса. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Факторы, влияющие на степень диссоциации.

19. Слабые электролиты: диссоциация, степень диссоциации и константа диссоциации. Кислоты, основания и соли. Ступенчатая диссоциация. Сила кислот и оснований (рН).

20. Электролитическая диссоциация и ионное произведение воды. Водородный показатель. Равновесие в насыщенных растворах малорастворимых электролитов. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков.

21. Реакции в растворах электролитов. Направленность обменных реакций в растворах электролитов. Правило Бертолле.

22. Явление гидролиза солей. Различные случаи гидролиза (гидролиз по катиону и аниону). Обратимый и необратимый гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Факторы, смещающие равновесие гидролиза.

23. Свободная поверхностная энергия и поверхностное натяжение. Капиллярные явления. Адсорбция на поверхности растворов и поверхностно-активные вещества (ПАВ). Взаимосвязь адсорбции, концентрации ПАВ и поверхностного натяжения: уравнение Гиббса.

24. «Газовое состояние» молекул адсорбированных ПАВ в поверхностном слое. Ориентация молекул ПАВ в поверхностном слое, насыщение поверхностного слоя (явление «молекулярного частокола»).

25. Мономолекулярные слои и коэффициент растекания. Адсорбция на твердых поверхностях. Природа адсорбционных сил. Тепловой эффект адсорбции. Уравнение Фрейндлиха и Лэнгмюра. Хемосорбция.

26. Окислительно-восстановительные реакции. Понятия окисления и восстановления. Типичные окислители и восстановители. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Уравнения окислительно-

восстановительных реакций (методы учета степеней окисления и электронно-ионного баланса).

27. Химические источники электрического тока. Природа скачка потенциала на границе металл-раствор. Строение двойного электрического слоя. Гальванические элементы (реакции на катоде и аноде).

28. Стандартные электродные потенциалы и водородный электрод сравнения. Уравнение Нернста. Электрохимический ряд напряжений металлов. Направленность окислительно-восстановительных процессов в растворах.

29. Коррозия металлов. Типы коррозии. Методы защиты металлов от коррозии.

30. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов и растворов. Законы электролиза. Практическое значение электролиза (получение и электролитическое рафинирование металлов).

31. Основные положения теории А. Вернера. Изомерия координационных соединений и ее виды. Природа химической связи в комплексных соединениях с позиций ТВС. Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости и устойчивость комплексных соединений.

32. Комплексные соединения и их строение: комплексообразователь (координационное число) и лиганды (дентатность), внешняя и внутренняя координационная сфера. Заряд комплексных частиц. Номенклатура.

33. Общая характеристика s-металлов. Формы нахождения в природе. Получение, физические и химические свойства. Практическое применение.

34. Общая характеристика p-металлов. Формы нахождения в природе. Получение, физические и химические свойства. Практическое применение.

35. Общая характеристика d-металлов. Формы нахождения в природе. Получение, физические и химические свойства. Практическое применение.

36. Общие свойства углеводов: физические, химические. Применение.

37. Органические соединения углерода. Основные сырьевые источники органических соединений. Строение атома углерода. Многообразие органических соединений углерода (соединения с ординарными и кратными связями). Полимеры и олигомеры.

Вопросы к зачету с оценкой (2 семестр)

1. Классификация физико-химических методов анализа. Аналитический сигнал. Экстенсивные и интенсивные методы анализа. Холостая проба.

2. Титриметрические методы анализа. Сущность титриметрии (з. эквивалентов; точка эквивалентности – ТЭ; титрант; конечная точка титрования – КТТ; кривые титрования). Основы кислотно-основного титрования.

3. Спектроскопические методы анализа (СМА). Классификация. Электромагнитный спектр, характеристика его в интервале длин волн.

4. Классификация атомно-спектроскопических методов анализа, их сущность. Охарактеризуйте энергетические переходы электронов в атоме, разрешенные и неразрешенные переходы. Оптические спектры.

5. Атомно-абсорбционная спектроскопия (ААС). Процессы, лежащие в основе возникновения атомных спектров. Аналитический сигнал в методе ААС. Резонансные спектральные линии.

6. Сущность фотометрии пламени. Достоинства и недостатки средств возбуждения: а) пламени; б) электрической дуги; в) конденсированной искры; г) индуктивно-связанной плазмы? Направления применения эмиссионной спектроскопии.

7. Молекулярно-спектроскопические методы анализа (МСМА): классификация, сущность методов. Энергетические переходы электронов в молекулах, энергия молекул. Спектроскопия в УФ и видимой областях. Закон Бугера-Ламберта-Бера. Оптическая плотность и коэффициент пропускания, молярный коэффициент поглощения и его физический смысл. Спектрофото-

метрия (фотоэлектроколориметрия) (ФЭК). Принцип оптической схемы ФЭКа. Области практического применения.

8. Явление люминесценции. Способы возбуждения и виды люминесценции. Электронные переходы при люминесценции. Тушение люминесценции. Области применения.

9. Рефрактометрия. Закон преломления Снеллиуса. Абсолютный и относительный показатели преломления. Дифракционная дисперсия. Этапы прохождения света через границу раздела прозрачных сред. Факторы, влияющие на коэффициент преломления.

10. Метод рефрактометрии, закон преломления, основные узлы рефрактометра, зависимость коэффициента преломления от концентрации и плотности. Области применения.

11. ИК-спектроскопия. Причины происхождения ИК-спектров, типы колебаний атомов в многоатомной молекуле Области применения. Основные узлы ИК-спектрометра.

12. ЯМР-спектроскопия. Условие ядерного магнитного резонанса. Химический сдвиг, единицы измерения, стандарты при определении химсдвига в растворяющей и твердотельной спектроскопии-ЯМР.

13. Электронная парамагнитная спектроскопия (ЭПС): условия магнитного резонанса, g-фактор, изотропные и анизотропные спектры, формула для расчета числа линий в спектре с учетом ядерного спина элемента. Константы СТС, ДСТС.

14. Классификация электрохимических методов анализа (ЭХМА), аналитический сигнал в ЭХМА. Электрохимическая ячейка и ее химический эквивалент. Назначение и строение индикаторных, электродов сравнения, селективных электродов.

15. рН-метрия: определение, теоретические и практические основы рН-метрии; буферные растворы; электроды, используемые в этом методе анализа. Практическая значимость.

16. Кондуктометрия. Удельная проводимость, подвижность ионов

(молярная и эквивалентная проводимость). Особенности структуры электродов для кондуктометрических измерений. Факторы, влияющие на изменение проводимости растворов. Связь между удельной и эквивалентной электропроводностью, постоянная кондуктометрической ячейки и ее практическое определение. Кривые кондуктометрического титрования. Области применения метода.

17. Хроматографические методы анализа: определение, классификация, сущность метода. Способы получения хроматограмм. Хроматографические параметры. Плоскостная хроматография - тонкослойная и бумажная. Особенности проведения анализа, качественный и количественный анализ.

18. Теория хроматографии: время удерживания, индекс удерживания, коэффициент распределения, коэффициент разделения, время удерживания и удерживаемый объем; число теоретических тарелок – мера эффективности колонки (расчетные формулы).

19. Жидкостная ионообменная хроматография: сущность метода, области применения. Газовая хроматография, виды, сущность, области применения.

20. Основы термического анализа.

РЕКОМЕНДУЕМЫЕ ЛИТЕРАТУРНЫЕ ИСТОЧНИКИ

1. Коровин Н. В. Общая химия: учеб. / Н. В. Коровин. – 11-е изд., стер., - М.: Высш. шк., 2009. – 558 с.
2. Глинка Н. Л. Общая химия: учеб. пособие / – Н. Л. Глинка. – М.: КноРус, 2009. - 746 с.
3. Павлов, Н. Н. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. / Н. Н. Павлов. - 3-е изд., испр. и доп. - СПб. : Лань, 2011. - 496 с. (ЭБС Лань).
4. Угай Я. А. Общая и неорганическая химия : учеб. / Я. А. Угай. – 4-е изд., стер., - М. : Высш. шк, 2004. – 528 с.
5. Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие / под ед. Н. В. Коровина, - 3-е изд., испр. – М.: Высш. шк., 2006. – 256 с.
6. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие / Н. Л. Глинка ; под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. – изд. стер., - М. : Интеграл-Пресс, 2006. – 240 с.
7. Артеменко А. И. Органическая химия : учеб. пособие / А. И. Артеменко. – 2-е изд., перераб. – М. : Высш. шк., 2005. – 605 с.
8. Слесарев В. И. Химия: Основы химии живого : учеб. / В. И. Слесарев. – 3-е изд., испр. – СПб.: Химиздат, 2005. – 784 с.
9. Васильев, В. П. Аналитическая химия: учеб.: рек. Мин. обр. РФ. Кн. 1 : / В.П. Васильев.- М.: Дрофа, 2009. - 368 с. (ЭБС Ун.-та – online).
10. Васильев, В. П. Аналитическая химия: учеб.: рек. Мин. обр. РФ. Кн. 2: Физико-химические методы анализа / В.П. Васильев.- М.: Дрофа, 2009. - 384 с. (ЭБС Ун.-та – online).
11. Родина Т. А. Практикум по общей и неорганической химии : учеб. пособие / Т. А. Родина, А. В. Иванов, В. И. Митрофанова; АмГУ, ИФФ. – Благовещенск: Изд-во Амур. гос. ун-та, 2008. – 208 с.
12. Родина Т. А. Методы химического анализа (избранные главы) ; учеб. пособие (практикум) / Т. А. Родина, В. И. Митрофанова; АмГУ, ИФФ. – Благовещенск: Изд-во Амур. гос. ун-та, 2005. – 116 с.

13. Шиманович И.Л. Химия. Методические указания, программа, решение типовых задач и контрольные задания: метод. указ. / И.Л. Шиманович. – М.: Высш. шк., 1986. – 95 с.

Валентина Ивановна Мирофанова,

доцент кафедры химии и естествознания АмГУ, канд. хим. наук.

Химия. Методические указания для самостоятельной работы.

Изд-во АмГУ. Подписано к печати _____. Формат 60x84/16. Усл. печ. л. 2,9.
Тираж 50. Заказ ____.