

МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ



Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего профессионального образования
«Саратовский государственный аграрный университет
имени Н.И. Вавилова»

СОГЛАСОВАНО

Заведующий кафедрой
Древко Б.И./
« 26 » августа 2013 г.

УТВЕРЖДАЮ

Декан факультета
/Молчанов А.В./
« ____ » _____ 2013 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Дисциплина **ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**
 Направление подготовки **240700.62 Биотехнология**
 Профиль подготовки **Биотехнология**
 Квалификация (степень) выпускника **Бакалавр**
 Нормативный срок обучения **4 года**
 Форма обучения **Очная**

	Количество часов								
	Всего	в т.ч. по семестрам							
		1	2	3	4	5	6	7	8
Общая трудоемкость дисциплины, ЗЕТ	10	5	5						
Общее количество часов	360	180	180						
Аудиторная работа – всего, в т.ч.:	200	100	100						
лекции	80	40	40						
лабораторные	120	60	60						
практические	x	x	x						
Самостоятельная работа	160	80	80						
Количество рубежных контролей	x	3	3						
Форма итогового контроля	x	зач.	экз.						
Курсовой проект (работа)	x	x	x						

Разработчик: доцент, Кондрашова А.В.


(подпись)

Саратов 2013

Целью освоения дисциплины «Общая и неорганическая химия» является формирование у студентов навыков использования основных законов естественнонаучных дисциплин и методов теоретического и экспериментального исследования в профессиональной деятельности.

2. Место дисциплины в структуре ООП ВПО

В соответствии с учебным планом по направлению подготовки 240700.62 Биотехнология дисциплина «Общая и неорганическая химия» относится к базовой части математического и естественно - научного цикла.

Дисциплина базируется на знаниях, имеющихся у студентов при получении среднего (полного) общего или среднего профессионального образования.

Для качественного усвоения дисциплины студент должен:

- **знать:** химические элементы и их соединения; методы и средства химического исследования веществ и их превращений; основные понятия и законы химии; сведения о свойствах неорганических соединений.

- **уметь:** проводить расчёты концентрации растворов различных соединений; определять изменения концентраций растворов при протекании химических реакций.

Дисциплина «Общая и неорганическая химия» является базовой для изучения следующих дисциплин: «Аналитическая химия и физико-химические методы анализа», «Физическая химия», «Коллоидная химия», «Химическая кинетика и катализ».

3. Компетенции обучающегося, формируемые в процессе изучения дисциплины

Дисциплина «Общая и неорганическая химия» направлена на формирование у студентов профессиональных компетенций: «Быть способным и готовым использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования теоретического и экспериментального исследования» (ПК-1); «Использовать знания о современной физической картине мира, пространственно-временных закономерностей, строении вещества для понимания окружающего мира и явлений природы» (ПК-2).

В результате освоения дисциплины студент должен:

- **Знать:** основы строения атомов и молекул, теории химической связи в соединениях разных типов, строения вещества в конденсированном состоянии, основы химической термодинамики, методы описания химических равновесий в растворах электролитов, гидролиза солей, основы химической кинетики, химические свойства элементов различных групп периодической системы

химических элементов Д.И. Менделеева и их соединений, окислительно-восстановительные реакции, строение и свойства комплексных соединений.

- *Уметь*: определять по справочным данным энергетические характеристики и геометрию молекул, термодинамические характеристики химических реакций, величины рН и характеристики диссоциации электролитов, производить расчёты концентрации растворов различных соединений.

- *Владеть*: техникой безопасной работы в химической лаборатории.

4. Структура и содержание дисциплины

Общая трудоёмкость дисциплины составляет 10 зачётных единиц, 360 часов, из них аудиторная работа – 200 ч., самостоятельная работа – 160 ч.

Таблица 1

Структура и содержание дисциплины

№ п/п	Тема занятия. Содержание	Неделя семестра	Аудиторная работа			Самостоятельная работа	Контроль знаний		
			Вид занятия	Форма проведения	Количество часов		Количество часов	Вид	Форма
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
1 семестр									
1.	Основные понятия и законы химии. Предмет и задачи химии. Роль химии в промышленности и сельском хозяйстве. Атомно-молекулярное учение в химии. Атом, молекула, химические элементы, простые и сложные вещества, аллотропия. Химический знак, химические формулы, химические уравнения. Абсолютная и относительная атомная масса, молекулярная масса. Моль. Молярная масса.	1	Л	Т	2			КЛ	
2.	Основные классы неорганических соединений. Номенклатура основных классов неорганических соединений.	1	ЛЗ	П	4	2	ВК	ПО	10
3.	Основные понятия и законы химии. Закон сохранения массы вещества. Закон постоянства состава вещества. Эквивалент. Закон эквивалентов. Газовые законы, закон Авогадро и следствия из него.	2	Л	Т	2			КЛ	

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
4.	Основные классы неорганических соединений.	2	ЛЗ	П	2	4	ТК	ПО	
5.	Строение атома и периодический закон химических элементов Д.И. Менделеева.	3	Л	В	2			КЛ	
6.	Основные понятия и законы химии. Определение молярной массы эквивалента карбоната кальция.	3	ЛЗ	Т	4	4	ТК	ПО	
7.	Строение атома и периодический закон химических элементов Д.И. Менделеева. Квантовые числа и их физический смысл. Электронные формулы элементов. Правило Хунда. Периодический закон химических элементов Д.И. Менделеева.	4	Л	В	2			КЛ	
8.	Основные законы химии. Расчёты по химическим формулам и уравнениям.	4	ЛЗ	Т	2	4	ТК	ПО	
9.	Химическая связь и строение молекул. Понятие химической связи и её характеристики. Ковалентная связь. Полярные и неполярные молекулы.	5	Л	В	2			КЛ	
10.	Основные законы химии. Основные стехиометрические законы. Строение атома и периодический закон химических элементов Д.И. Менделеева. Химическая связь и строение молекул. Электронная структура атомов. Типы ионной связи.	5	ЛЗ	Т	4	4	ТК	УО	
11.	Химическая связь и строение молекул. Водородная связь. Донорно-акцепторная связь. Ионная связь. Металлическая связь.	6	Л	В	2			КЛ	
12.	Строение атома и периодический закон химических элементов Д.И. Менделеева. Химическая связь и строение молекул. Основные положения о теории строения атома. Ковалентная, водородная и металлическая связь.	6	ЛЗ	Т	2	4	РК	ПО	15
13.	Окислительно-восстановительные реакции. Типы окислительно-восстановительных реакций. Степень окисления. Важнейшие окислители и восстановители.	7	Л	В	2			КЛ	
14.	Окислительно-восстановительные реакции. Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений.	7	ЛЗ	П	4	4	ТК	ПО	
15.	Окислительно-восстановительные реакции. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.	8	Л	В	2			КЛ	
16.	Окислительно-восстановительные реакции. Электронная теория окислительно-восстановительных реакций.	8	ЛЗ	П	2	4	ТК	ПО	
17.	Энергетика химических процессов. Понятие химической термодинамики.	9	Л	Т	2			КЛ	

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
18.	Энергетика химических процессов. Определение теплоты реакции нейтрализации.	9	ЛЗ	Т	4	4	ТК	ПО	
19.	Энергетика химических процессов. Понятие энтальпии. Термохимия. Закон Гесса.	10	Л	Т	2			КЛ	
20.	Энергетика химических процессов. Основные понятия химической термодинамики. Закон Гесса и следствия из него. Расчёты изменения энтальпий.	10	ЛЗ	Т	2	4	ТК	ПО	
21.	Кинетика химических реакций и химическое равновесие. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Влияние концентрации реагирующих веществ (закон действующих масс). Влияние температуры на скорость реакции (правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса, энергия активации). Влияние катализатора.	11	Л	В	2			КЛ	
22.	Химическая кинетика и химическое равновесие. Зависимость скорости химической реакции от различных факторов.	11	ЛЗ	П	4	4	ТК	ПО	
23.	Кинетика химических реакций и химическое равновесие. Необратимые и обратимые реакции. Химическое равновесие. Принцип Ле Шателье. Молекулярность и порядок реакции. Цепные реакции.	12	Л	В	2			КЛ	
24.	Химическая кинетика и химическое равновесие. Обратимые и необратимые реакции. Константа равновесия.	12	ЛЗ	П	2	4	РК	ПО	15
25.	Растворы. Дисперсные системы. Способы выражения концентрации растворов. Процесс растворения. Растворимость веществ. Теория растворов Д.И. Менделеева.	13	Л	В	2			КЛ	
26.	Приготовление растворов заданной концентрации. Способы выражения концентрации растворов.	13	ЛЗ	П	4	4	ТК	ПО	
27.	Растворы. Свойства растворов неэлектролитов. Осмос и осмотическое давление. Замерзание и кипение растворов.	14	Л	В	2			КЛ	
28.	Растворы. Приготовление растворов заданной концентрации.	14	ЛЗ	П	2	4	ТК	ПО	
29.	Теория электролитической диссоциации. Степень диссоциации, константа диссоциации и связь между ними. Реакции, протекающие в растворах электролитов.	15	Л	Т	2			КЛ	
30.	Растворы неэлектролитов. Законы Вант-Гоффа и Рауля.	15	ЛЗ	Т	4	4	ТК	ПО	
31.	Теория электролитической диссоциации. Электролитическая теория.	16	Л	В	2			КЛ	

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
32.	Теория электролитической диссоциации. Ионообменные реакции. Константы кислотности и основности.	16	ЛЗ	Т	2	6	ТК	ПО	
33.	Ионное произведение воды. Водородный показатель. Водородный показатель.	17	Л	В	2			КЛ	
34.	Теория электролитической диссоциации. Протолитическая теория кислот и оснований. Ионное произведение воды, водородный показатель. Расчёт рН и приготовление растворов с заданным рН.	17	ЛЗ	Т	4	4	ТК	ПО	
35.	Ионное произведение воды. Водородный показатель.	18	Л	В	2			КЛ	
36.	Ионное произведение воды, водородный показатель. Ионные равновесия и обменные реакции в растворах электролитов.	18	ЛЗ	Т	2	4	ТК	ПО	
37.	Комплексные соединения. Химия комплексных соединений.	19	Л	В	2			КЛ	
38.	Комплексные соединения. Структура комплексных соединений.	19	ЛЗ	Т	4	4	ТК	ПО	
39.	Комплексные соединения. Комплексные кислоты, основания, соли.	20	Л	В	2			КЛ	
40.	Комплексные соединения. Классификация и номенклатура комплексных соединений.	20	ЛЗ	Т	2	4	РК ТР	ПО Р	15 15
41.	Выходной контроль						ВыхК	3	30
Итого:					100	80			100
2 семестр									
42.	Введение в химию элементов. Химия s-элементов. Водород, вода, пероксид водорода и его окислительно-восстановительные свойства.	1	Л	В	2			КЛ	
43.	Химия s-элементов. Общая характеристика щелочных и щёлочноземельных металлов.	1	ЛЗ	Т	4	2	ВК	ПО	10
44.	Химия s-элементов. Щелочные и щёлочноземельные металлы и их важнейшие соединения. Особенности свойств бериллия.	2	Л	В	2			КЛ	
45.	Химия s-элементов. Водород, щелочные и щёлочноземельные металлы.	2	ЛЗ	Т	2	4	ТК	ПО	
46.	Общая характеристика p-элементов IIIA и IVA подгрупп периодической системы химических элементов. Элементы IIIA подгруппы. Бор, бура, борные кислоты. Алюминий. Амфотерность алюминия.	3	Л	В	2			КЛ	
47.	P – элементы IIIA и IVA подгрупп периодической системы химических элементов. Изучение химических свойств химических элементов IIIA и IVA подгрупп.	3	ЛЗ	Т	4	2	ТК	ПО	
48.	Общая характеристика p-элементов IIIA и IVA подгрупп периодической системы химических элементов. P-элементы IVA подгруппы.	4	Л	В	2			КЛ	

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
49.	Р – элементы IIIA и IVA подгруппы периодической системы химических элементов. Бор, алюминий, углерод, кремний.	4	ЛЗ	Т	2	2	РК	ПО	15
50.	Р-элементы VA подгруппы периодической системы химических элементов. Общая характеристика VA элементов. Азот, получение азота, физические и химические свойства. Аммиак, его получение, соли аммония.	5	Л	В	2			КЛ	
51.	Р – элементы VA подгруппы периодической системы. Изучение химических свойств азота и фосфора.	5	ЛЗ	Т	4	4	ТК	ПО	
53.	Р-элементы VA подгруппы периодической системы химических элементов. Оксиды азота. Азотистая и азотная кислоты и их соли. Фосфор. Фосфорные кислоты.	6	Л	В	2			КЛ	
54.	Р – элементы VA подгруппы периодической системы химических элементов. Азот. Фосфор.	6	ЛЗ	Т	2	6	ТК	ПО	
55.	Р-элементы VIA подгруппы периодической системы химических элементов. Элементы VIA подгруппы. Кислород, получение в промышленности и лаборатории, физические и химические свойства. Озон.	7	Л	В	2			КЛ	
56.	Р-элементы VIA подгруппы периодической системы химических элементов. Изучение химических свойств кислорода и серы.	7	ЛЗ	П	4	4	ТК	ПО	
57.	Р-элементы VIA подгруппы периодической системы химических элементов. Сера и её важнейшие соединения.	8	Л	В	2			КЛ	
59.	Р-элементы VIA подгруппы периодической системы химических элементов. Кислород. Сера.	8	ЛЗ	П	2	4	ТК	ПО	
60.	Р-элементы VIIA-подгруппы периодической системы химических элементов. Галогены. Общие сведения о галогенах. Хлор. Хлороводород и соляная кислота. Кислородные соединения хлора.	9	Л	В	2			КЛ	
62.	Р-элементы VIA подгруппы периодической системы. Кислород. Сера.	9	ЛЗ	П	4	6	ТК	ПО	
63.	Р-элементы VIIA подгруппы периодической системы химических элементов. Галогены. Бром. Бромоводород и бромоводородная кислота. Йод. Фтор. Фтороводород и плавиковая кислота.	10	Л	В	2			КЛ	
64.	Р-элементы VIIA подгруппы периодической системы химических элементов. Галогены.	10	ЛЗ	Т	2	4	РК	ПО	15

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
65.	D-элементы VIIIВ подгруппы периодической системы химических элементов.	11	Л	В	2			КЛ	
66.	Соединения элементов семейства железа. Изучение химических свойств элементов железа, кобальт, никель.	11	ЛЗ	П	4	6	ТК	ПО	
67.	D-элементы VIIIВ подгруппы периодической системы химических элементов. Свойства соединений в степени окисления +3. Применение железа, кобальта и никеля.	12	Л	В	2			КЛ	
68.	Соединения элементов семейства железа. Железо, кобальт, никель.	12	ЛЗ	П	2	4	ТК	ПО	
62.	Марганец и его окислительно-восстановительные свойства. Распространение в природе и получение. Физические свойства марганца.	13	Л	В	2			КЛ	
69.	Окислительно-восстановительные свойства марганца.	13	ЛЗ	Т	4	2	ТК	ПО	
70.	Марганец и его окислительно-восстановительные свойства. Соединения марганца. Применение.	14	Л	В	2			КЛ	
71.	Марганец и его свойства. Окислительно-восстановительные свойства марганца.	14	ЛЗ	Т	2	2	ТК	ПО	
73.	Хром и его соединения. Общая характеристика химических элементов подгруппы хрома.	15	Л	В	2			КЛ	
74.	Хром и его соединения. Изучение химических свойств хрома и его соединений.	15	ЛЗ	Т	4	6	ТК	ПО	
75.	Хром и его соединения. Хром и его соединения: оксиды и гидроксиды хрома, хроматы и дихроматы.	16	Л	В	2			КЛ	
76.	Хром и его соединения. Получение и применение хрома и его соединений.	16	ЛЗ	Т	2	6	ТК	ПО	
77.	Элементы подгруппы цинка (цинк, кадмий, ртуть). Общая характеристика подгруппы цинка. Цинк. Химические свойства и применение цинка.	17	Л	В	2			КЛ	
78.	Общая характеристика элементов подгруппы цинка (цинк, кадмий, ртуть).	17	ЛЗ	П	4	6	ТК	ПО	
79.	Элементы подгруппы цинка (цинк, кадмий, ртуть). Оксид и гидроксид цинка. Ртуть. Химические свойства и применение ртути.	18	Л	В	2			КЛ	
80.	Общая характеристика элементов подгруппы цинка (цинк, кадмий, ртуть). Изучение химических свойств химических элементов и их соединений подгруппы цинка.	18	ЛЗ	П	2	6	ТК	ПО	
82.	Общая характеристика элементов подгруппы меди (медь, серебро, золото). Элементы побочной подгруппы I группы. Медь: соединения меди.	19	Л	В	2			КЛ	
83.	D – элементы подгруппы меди.	19	ЛЗ	Т	4	2	ТК	ПО	

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
84.	Общая характеристика элементов подгруппы меди (медь, серебро, золото). Серебро, оксиды серебра.	20	Л	В	2			КЛ	
85.	D – элементы подгруппы меди (медь, серебро, золото). Получение соединений подгруппы цинка и их применение.	20	ЛЗ	Т	2	2	РК ТР	ПО Р	15 15
86.	Выходной контроль.						Вых К	Э	30
Итого:					100	80			100
Итого за 2 семестра:					200	160			200

Примечание:

Условные обозначения:

Виды аудиторной работы: Л – лекция, ЛЗ – лабораторное занятие.

Формы проведения занятий: П – проблемная лекция/занятие, Т – лекция/занятие, проводимое в традиционной форме, В – лекция-визуализация.

Виды контроля: ВК – входной контроль, ТК – текущий контроль, РК – рубежный контроль, ТР – творческий рейтинг, ВыхК – выходной контроль.

Форма контроля: УО – устный опрос, ПО – письменный опрос, КЛ – конспект лекции, Р – реферат, Э – экзамен, З – зачёт.

5. Образовательные технологии

Для успешной реализации образовательного процесса по дисциплине «Общая и неорганическая химия» и повышения его эффективности используются как традиционные педагогические технологии, так и методы активного обучения: проблемное занятие, лекция-визуализация, лабораторные работы профессиональной направленности.

Удельный вес занятий, проводимых с использованием активных и интерактивных методов обучения, в целом по дисциплине составляет 72,5 % аудиторных занятий (в ФГОС не менее 20 %).

6. Оценочные средства для проведения входного, рубежного и выходного контролей

I семестр

Вопросы входного контроля

1. Периодический закон химических элементов Д.И. Менделеева.
2. Периодическая таблица химических элементов: периоды, группы, подгруппы. Классификация элементов построения электронных оболочек.
3. Относительная атомная и относительная молекулярная массы. Молярные массы. Моль – единица количества вещества.
4. Закон Авогадро и следствия из него. Число Авогадро. Молярный объём газа.

5. Химический элемент, простое вещество, сложное вещество.
6. Ковалентная связь и её характеристики.
7. Валентность и степень окисления.
8. Типы химических реакций: разложения, соединения, замещения, обмена.
9. Окисление, восстановление, окислительно-восстановительные реакции.
10. Раствор и способы выражения концентрации растворов.
11. Электролитическая диссоциация солей, кислот, оснований.
12. Основания: классификация, структура, названия.
13. Кислоты: классификация, структура, названия. Реакция нейтрализации.
14. Соли: классификация, структура, названия.
15. Гидролиз солей. Типы гидролиза солей.
16. Металлы, их положение в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева. Характерные физические и химические свойства металлов.
17. Скорость химической реакции.
18. Расчет массовой доли химического элемента в веществе по его формуле.
19. Расчет концентрации растворов.
20. Ионные уравнения химических реакций.
21. Неметаллы, положения в периодической таблице химических элементов, строение электронных оболочек, характерные физические и химические свойства.

Вопросы рубежного контроля № 1

Вопросы, рассматриваемые на аудиторных занятиях

1. Важнейшие классы неорганических соединений: оксиды, основания, кислоты и соли.
2. Основные количественные законы химии: закон сохранения массы вещества, закон постоянства состава вещества, закон кратных отношений, закон эквивалентов.
3. Газовые законы, закон Авогадро и следствия из него. Молярный объём газа.
4. Атомно-молекулярное учение в химии.
5. Атом, молекула, химические элементы.
6. Простые и сложные вещества. Аллотропия и аллотропные модификации.
7. Молярная масса вещества. Эквивалент. Молярная масса эквивалента вещества.
8. Относительная атомная и относительная молекулярная массы. Моль – единица количества вещества. Молярная масса.
9. Химические знаки, формулы и уравнения.

10. Модель строения атома. Изотопы.
11. Атомные орбитали. Конфигурация электронных подуровней и уровней атома.
12. Модель атома Резерфорда – Бора. Корпускулярно-волновой дуализм элементарных частиц.
13. Квантовые числа и их физический смысл.
14. Принцип Паули, правило Хунда.
15. Современная формулировка периодического закона химических элементов Д.И. Менделеева.
16. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.
17. Типы химической связи: ковалентная (полярная и неполярная), металлическая, ионная, водородная.
18. Свойства ковалентной связи.
19. Донорно-акцепторный механизм образования связи.
20. Валентность и степень окисления.
21. Химические реакции, классификация реакций.
22. Окислительно-восстановительные реакции. Окисление, восстановление.
23. Типы окислительно-восстановительных реакций. Важнейшие окислители и восстановители.
24. Степень окисления элементов в соединении и правила её нахождения.

Вопросы для самостоятельного изучения

1. Основные классы неорганических соединений и связь между ними.
2. Связь строения атома и периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева
3. Строение атома и его спектральные характеристики.
4. Понятие о методе молекулярных орбиталей.
5. Основные физические и химические свойства элементов и закономерности их изменения в периодической системе: потенциалы ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность.
6. Химическая связь в комплексных соединениях.
7. Идеальный газ. Уравнение Менделеева – Клапейрона.
8. Постулаты Бора.

Вопросы рубежного контроля № 2

Вопросы, рассматриваемые на аудиторных занятиях

1. Химическая термодинамика, предмет её изучения.
2. Термодинамическая система и её характеристики.
3. Внутренняя энергия, теплота, работа. Первый закон термодинамики.
4. Энтальпия системы.
5. Термохимические расчёты. Закон Гесса и следствия из него.
6. Энтропия.

7. Свободная энергия Гиббса как критерий самопроизвольного протекания химических процессов.

8. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.

9. Основной закон химической кинетики (закон действующих масс).

10. Влияние температуры на скорость реакции (правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса, энергия активации).

11. Обратимые и необратимые реакции.

12. Состояние химического равновесия.

13. Константа равновесия.

14. Принцип Ле-Шателье. Влияние изменения концентраций веществ, температуры, давления на химическое равновесие.

Вопросы для самостоятельного изучения

1. Катализ, катализаторы.

2. Ингибиторы.

3. Особенности гомогенного и гетерогенного катализа.

4. Применение катализа в промышленности и технике.

5. Условие химического равновесия в гетерогенных химических реакциях.

6. Электролиз. Электрохимические процессы.

Вопросы рубежного контроля № 3

Вопросы, рассматриваемые на аудиторных занятиях

1. Дисперсные системы. Способы выражения концентрации растворов (массовая доля, молярная концентрация, нормальная (эквивалентная) концентрация, моляльная концентрация, титр).

2. Растворимость веществ. Теория растворов Д.И. Менделеева.

3. Свойства растворов неэлектролитов (осмос и осмотическое давление, давление насыщенного пара). Закон Вант-Гоффа.

4. Понятие о гипотонических, изотонических и гипертонических растворах. Законы Рауля.

5. Теория электролитической диссоциации. Диссоциация кислот, оснований и солей.

6. Сильные и слабые электролиты.

7. Константа и степень диссоциации, и связь между ними.

8. Диссоциация воды, ионное произведение воды, водородный показатель.

9. Гидролиз солей. Типы гидролиза.

Вопросы для самостоятельного изучения

1. Комплексные соединения.

2. Адсорбция.

3. Влияние среды и внешних условий на направление окислительно-восстановительных реакций.

4. Буферные растворы.
5. Коллоидные системы.
6. Физикохимия дисперсных систем и ВМС.

Вопросы выходного контроля (зачёта)

1. Основные понятия химии: атом, молекула, относительная атомная и относительная молярная массы, химические знаки, химические формулы и уравнения.
2. Основные законы химии: закон постоянства состава вещества, закон сохранения массы вещества, закон эквивалентов, закон Авогадро и следствие из него. Моль как мера количества вещества.
3. Основные классы неорганических веществ: оксиды, кислоты, основания и соли. Классификация, свойства и способы получения.
4. Строение атома. Ядерная модель атома. Электронные уровни и подуровни, понятия об орбиталях. Квантовые числа. Правило заполнения электронных оболочек (принцип Паули, правило Хунда).
5. Периодический закон химических элементов Д.И. Менделеева (старая и новая формулировка), его физический смысл. Структура периодической таблицы химических элементов.
6. Химическая связь, её характеристики и разновидности.
7. Окислительно-восстановительные процессы. Важнейшие окислители и восстановители.
8. Степени окисления и валентность.
9. Химическая кинетика. Факторы, влияющие на скорость реакции. Основной закон химической кинетики (закон действующих масс).
10. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие и константа равновесия. Смещение равновесия. Принцип Ле-Шателье.
11. Растворы. Растворимость. Теория растворов Д.И. Менделеева. Способы выражения концентрации растворов. Свойства растворов неэлектролитов.
12. Теория электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Ионные реакции. Гидролиз солей и типы гидролиза солей.
13. Диссоциация воды. Водородный показатель. Раствор pH в различных средах.

Темы рефератов

1. Вода и её свойства.
2. Древняя история нефти.
3. Роль химии в других науках.
4. Алхимия.
5. Возникновение и развитие науки химия.
6. Комплексные соединения и их биологическая роль (на примере хлорофилла и гемоглобина).

7. Мир кристаллов.
8. Распространённость химических элементов: Вселенная, звёзды и Солнце.
9. Адсорбенты и ионные обменники в процессах очистки сточных вод.
10. Алмазы.
11. Аргон – инертный газ.
12. Биологическая роль железа.
13. Влияние углекислого газа.
14. Вред и польза химии.
15. Д.И. Менделеев и его система элементов.
16. Жёсткость воды и способы её устранения.
17. Загрязнение природных вод.
18. Источники загрязнения атмосферы.
19. Металлы жизни.
20. Минеральные удобрения.

II семестр

Вопросы входного контроля

1. Периодический закон химических элементов Д.И. Менделеева.
2. Периодическая таблица химических элементов Д.И. Менделеева: периоды, группы, подгруппы.
3. Относительная атомная и относительная молекулярная массы. Молярные массы. Моль – единица количества вещества.
4. Закон Авогадро и следствия из него. Число Авогадро. Молярный объём газа.
5. Ковалентная связь (полярная и неполярная).
6. Валентность и степень окисления.
7. Окисление, восстановление, окислительно-восстановительные реакции. Важнейшие окислители и восстановители.
8. Способы выражения концентрации растворов.
9. Электролитическая диссоциация солей, кислот, оснований.
10. Основания: классификация, структура, названия.
11. Кислоты: классификация, структура, названия. Реакция нейтрализации.
12. Соли: классификация, структура, названия.
13. Гидролиз солей. Типы гидролиза солей.
14. Металлы, их положение в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева. Характерные физические и химические свойства металлов.
15. Скорость химической реакции.
16. Расчёт массовой доли химического элемента в веществе по его формуле.

17. Ионные уравнения химических реакций.

Вопросы рубежного контроля № 4

Вопросы, рассматриваемые на аудиторных занятиях

1. Водород, изотопы водорода.
2. Методы получения, свойства и применение водорода.
3. Соединение водорода с металлами и неметаллами.
4. Общая характеристика s-элементов I группы главной подгруппы.
5. Важнейшие соединения щелочных металлов (оксиды, пероксиды, гидриды, гидроксиды).
6. Общая характеристика s-элементов II группы главной подгруппы. Получение их в свободном состоянии. Свойства важнейших соединений: оксидов, гидроксидов, солей.
7. Гашёная и негашёная известь. Карбонаты и гидрокарбонаты магния и кальция.
8. Жёсткость природной воды и способы её устранения.
9. Общая характеристика p-элементов III группы главной подгруппы.
10. Получение алюминия. Соединения алюминия и их свойства.
11. Бор, его свойства и важнейшие соединения.
12. Борная кислота и бура.
13. Общая характеристика p-элементов IV группы главной подгруппы.
14. Углерод, аллотропия. Химические свойства углерода.
15. Оксид и диоксид углерода.
16. Угольная кислота и её соли.
17. Кремний, соединения с металлами и неметаллами.
18. Кремниевая кислота и её соли.

Вопросы для самостоятельного изучения

1. Калийные удобрения.
2. Качественные реакции на ионы K^+ , Na^+ .
3. Биологическая роль элементов I и II групп.
4. Благородные газы.
5. Макро- и микроэлементы.
6. Пищевая сода.
7. Тиосульфат натрия.
8. Природные и минеральные воды.
9. Химические свойства и применение титана, ниобия, тантала.
10. Общая характеристика молибдена и вольфрама.
11. Общая характеристика химических элементов подгруппы платины.

Вопросы рубежного контроля № 5

Вопросы, рассматриваемые на аудиторных занятиях

1. Общая характеристика p-элементов V группы главной подгруппы.
2. Азот и его получение.
3. Аммиак, его физические и химические свойства. Применение аммиака.
4. Гидроксид аммония. Соли аммония.
5. Кислородные соединения азота: оксиды.
6. Азотная и азотистая кислоты и их соли.
7. Взаимодействие азотной кислоты с металлами и неметаллами.
8. Фосфор, его аллотропия, получение в свободном виде.
9. Соединения фосфора с водородом.
10. Оксиды фосфора, фосфорные кислоты и их соли.
11. Значение соединений фосфора, фосфорные удобрения.
12. Общая характеристика p-элементов VI группы главной подгруппы.
13. Кислород, получение его в лаборатории и промышленности.
14. Физические и химические свойства кислорода. Озон.
15. Сера и её свойства.
16. Сероводород, сульфиды.
17. Кислородные соединения серы, сернистая и серная кислоты.
18. Характеристика подгруппы галогенов.
19. Получение галогенов в свободном виде.
20. Физические и химические свойства галогенов.
21. Соляная кислота и её соли.
22. Кислородные соединения галогенов, окислительные свойства этих соединений.
23. Особые свойства фтора как наиболее электроотрицательного элемента.

Вопросы для самостоятельного изучения

1. Получение щелочных металлов в свободном состоянии.
2. Качественные реакции на анионы NO_3^- .
3. Биологическая роль элементов V и VI групп.
4. Элементы подгруппы мышьяка.
5. Применение серы в медицине.
6. Применение соединений азота в сельском хозяйстве.
7. Биологическая роль азота.
8. Биологическая роль фосфора.
9. Фосфорные удобрения.

Вопросы рубежного контроля № 6

Вопросы, рассматриваемые на аудиторных занятиях

1. Общая характеристика d – элементов.
2. Хром, его свойства. Хроматы и дихроматы.

3. Подгруппа железа (железо, кобальт, никель).
4. Комплексные соединения химических элементов подгруппы железа.
5. Общая характеристика подгруппы цинка (цинк, кадмий, ртуть).
6. Амфотерность цинка, его оксида и гидроксида.
7. Токсичность соединений ртути.
8. Общая характеристика элементов подгруппы меди (медь, серебро, золото).
9. Получение, физические и химические свойства металлов подгруппы меди.
10. Комплексные соединения элементов подгруппы меди.

Вопросы для самостоятельного изучения

1. Биологическая роль d –элементов.
2. Микроэлементы.
3. Молибден.
4. Синтез и свойства комплексов железа (II) и железа (III).
5. Химия лантаноидов.
6. Химия платины и её соединений.
7. Сталь и чугун.
8. Свойства титана и его соединений.

Темы рефератов

1. Алюминий и его сплавы.
2. Благородные металлы.
3. Адсорбенты и ионные обменники в процессах очистки сточных вод.
4. Коксохимическое производство.
5. Коррозия металлов.
6. Озоновые дыры – экологическая проблема человечества.
7. Витамины.
8. Медь и её сплавы.
9. Свинцовые аккумуляторы.
10. Пищевые жиры.
11. Применение спиртов.
12. Кокс и коксование.
13. Развитие химии ВМС.
14. Катализ и катализаторы.
15. Астат.

Вопросы выходного контроля (экзамена)

1. Основные понятия химии: атом, молекула, абсолютная и относительная массы, химические знаки, химические формулы и уравнения.

2. Основные законы химии: закон постоянства состава вещества, сохранение масс вещества, эквивалентов, закон Авогадро. Моль как мера количества вещества.

3. Основные классы веществ: оксиды, кислоты, основания и соли. Классификация, свойства и способы получения.

4. Строение атома. Ядерная модель атома. Электронные уровни и подуровни, понятия об орбиталях. Квантовые числа. Правило заполнения электронных оболочек (принцип Паули, правило Хунда).

5. Периодический закон химических элементов Д.И. Менделеева (старая и новая формулировка), его физический смысл. Структура периодической таблицы химических элементов, закономерности изменения свойств элементов по группам и периодам.

6. Химическая связь, её характеристики и разновидности. Ковалентность.

7. Окислительно-восстановительные процессы. Окислители и восстановители.

8. Понятие химической термодинамики. Тепловые эффекты химических реакций, энтальпия. Самопроизвольные процессы.

9. Химическая кинетика. Факторы, влияющие на скорость реакции. Основной закон химической кинетики (закон действующих масс).

10. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие и константа равновесия. Смещение равновесия. Принцип Ле-Шателье.

11. Растворы. Растворимость. Концентрация. Свойства растворов неэлектролитов. Осмос. Осмотическое давление.

12. Теория электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Ионные реакции. Гидролиз солей.

13. Диссоциация воды. Водородный показатель. Раствор pH в различных средах (кислотная, щелочная, нейтральная).

14. S-элементы IA и IIA подгрупп: водород, щелочные и щёлочноземельные металлы. Положение в таблице химических элементов, получение и свойства. Жёсткость воды. Применение соединений в промышленности (в том числе пищевой), в быту. Калийные удобрения.

15. P-элементы IIIA и IVA подгрупп периодической системы химических элементов Подгруппа бора. Свойства бора и алюминия, получение, амфотерность соединений алюминия. Углерод, аллотропия, химические свойства. Оксиды, угольная кислота, карбонаты. Кремний, стекло.

16. P-элементы VA подгруппы периодической системы химических элементов, общая характеристика. Азот, аммиак, соли аммония. Оксиды азота, азотная и азотистая кислоты и их соли. Азотные удобрения. Фосфор, оксиды, кислоты и их соли.

17. P-элементы VIA подгруппы периодической системы химических элементов, общая характеристика. Кислород и сера. Оксиды серы, сероводород, серная и сернистая кислоты и их соли. Получение и свойства серной кислоты. Галогены, их свойства, водородные соединения. Кислородосодержащие кислоты и соли хлора.

18. Общая характеристика d – элементов. Нахождение в периодической системе химических элементов.

19. Подгруппа железа (железо, кобальт, никель), их соединения: оксиды, гидроксиды.

20. Комплексные соединения химических элементов подгруппы железа.

21. Окислительно-восстановительные соединения марганца.

22. Общая характеристика подгруппы цинка (цинк, кадмий, ртуть).

23. Амфотерность цинка, его оксида и гидроксида.

24. Важнейшие соединения элементов подгруппы цинка.

25. Токсичность соединений ртути.

26. Общая характеристика элементов подгруппы меди (медь, серебро, золото).

27. Получение, физические и химические свойства металлов подгруппы меди.

28. Комплексные соединения элементов подгруппы меди.

29. Хром, его свойства. Хроматы и дихроматы.

7. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

а) основная литература (библиотека СГАУ)

1. *Гельфман, М.И.* Химия / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. – СПб: Лань, 2008. – 480 с. ISBN 978-5-8114-0200-7

2. *Глинка, Н.Л.* Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 728 с. ISBN 5-89602-017-1

3. *Гаршин, А.* Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах и химических реакциях / А. Гаршин. – СПб: Питер, 2011. – 288 с. ISBN 978-5-459-00309-3

4. *Богомолова, И.В.* Неорганическая химия / И.В. Богомолова. – М.: Альфа – М, 2009. – 336 с. ISBN 978-5-98281-187-5

б) дополнительная литература

1. *Лидин, Р.А.* Химия / Р.А. Лидин, Л.Ю. Аликберова. – М.: АСТ-Пресс Школа, 2009. – 512 с. ISBN 978-5-94776-601-1

2. *Стась, Н.Ф.* Лабораторный практикум по общей и неорганической химии / Н.Ф. Стась, А.А. Плакидкин, Н.М. Князева. – М.: Высшая школа, 2008. – 214 с. ISBN 978-5-06-005749-2

3. *Лидин, Р.А.* Неорганическая химия в реакциях / Р.А. Лидин, В.А. Молочко, Л.Л. Андреева. – М.: Дрофа, 2007. – 640 с. ISBN 978-5-358-01303-2

4. *Глинка, Н.Л.* Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. – М.: КноРус, 2011. – 240 с. ISBN 978-5-406-00810-2

5. *Вольхин, В.В.* Общая химия. Основной курс / В.В. Вольхин. – М.: Изд-во «Лань», 2008. – 464 с. ISBN 978-5-8114-0829-0

6. *Литвинова, Т.Н.* Сборник задач по общей химии / Т.Н. Литвинова. – М.: Изд-во «Оникс», 2007. – 224 с. ISBN 978-5-488-01061-1

7. Журналы: «Известия Саратовского государственного университета. Новая серия. Серия: Химия. Биология. Экология», «Известия ВУЗов. Прикладная химия и биотехнология».

в) базы данных, информационно-справочные и поисковые системы, полнотекстовая база данных иностранных журналов Doal, поисковые системы Rambler, Yandex, Google:

- Электронная библиотека СГАУ - <http://library.sgau.ru>
- Электронная библиотека СГУ- <http://library.sgu.ru>
- Электронная библиотека учебных материалов по химии- <http://www.chem.msu.su>
- Электронная библиотека «Химики СамГУ» - <http://himgos.ru>
- Электронная библиотека Российской государственной библиотеки - <http://sigla.rsl.ru>

8. Материально-техническое обеспечение дисциплины

Для проведения занятий используется следующее материально-техническое обеспечение: весы технические; лабораторные приборы и оборудование; модели атомов и молекул; справочные таблицы и плакаты; периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева; таблица растворимости; комплект мультимедийного оборудования.

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВПО с учётом рекомендаций и ПрООП ВПО по направлению подготовки 240700.62 Биотехнология.