

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Лужанин Владимир Геннадьевич
Должность: исполняющий обязанности ректора
Дата подписания: 08.02.2022 13:54:38
Уникальный программный ключ:
4f6042f92f26818253a667205646475b93807ac6

МИНИСТЕРСТВО ЗДРАВООХРАНЕНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования

«Пермская государственная фармацевтическая академия»

Министерства здравоохранения Российской Федерации

Кафедра общей и органической химии

(наименование кафедры)

УТВЕРЖДЕНА

решением кафедры

Протокол от «30» июня 2017 г.

№ 11

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Б1.Б.4 Общая и неорганическая химия

(индекс, наименование дисциплины)

Б1.Б.4 Неорг. х

(индекс, краткое наименование дисциплины)

19.03.01 Биотехнология

(код, наименование направления подготовки (специальности))

Фармацевтическая биотехнология

(направленность(и) (профиль (и))/специализация(ии))

Бакалавр

(квалификация)

Очная

(форма(ы) обучения)

Год набора – 2018

Пермь, 2017

Автор(ы)–составитель(и):

канд. фармацевт. наук, доцент кафедры общей и органической химии Касимова Н.Н.
(ученая степень и(или) ученое звание, должность) (Ф.И.О.)

Заведующий кафедрой

общей и органической химии д-р хим. наук, профессор Гейн В.Л.
(наименование кафедры полностью) (ученая степень и(или) ученое звание) (Ф.И.О.)

СОДЕРЖАНИЕ

1. Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине, соотнесенных с планируемыми результатами освоения образовательной программы.....	4
2. Объем и место дисциплины в структуре ОПОП.....	4
3. Содержание и структура дисциплины	4
4. Фонд оценочных средств по дисциплине.....	10
5. Методические материалы для обучающихся по освоению дисциплины.....	16
6. Учебная литература для обучающихся по дисциплине.....	17
7. Материально-техническая база, информационные технологии, программное обеспечение и информационные справочные системы	17

1. Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине, соотнесенных с планируемыми результатами освоения программы

1.1. Дисциплина Б1.Б.4 Общая и неорганическая химия обеспечивает овладение следующими компетенциями:

ОПК-3 – способностью использовать знания о современной физической картине мира, пространственно-временных закономерностях, строении вещества для понимания окружающего мира и явлений природы, формируется данной дисциплиной частично.

1.2. В результате освоения дисциплины у студентов должны быть
ОПК-3:

– сформированы знания: современной модели атома, представлений о строении химических соединений и закономерностях протекания реакций; зависимости химических свойств простых и сложных веществ от положения элементов в периодической системе

– сформированы умения: рассчитывать тепловые эффекты химических процессов; составлять электронные конфигурации атомов, ионов, определять тип хим. связи; смещать равновесия в растворах электролитов.

– сформированы навыки: простейших химических экспериментов, работы с химической посудой, экспериментального определения рН растворов при помощи индикаторов.

2. Объем и место дисциплины в структуре ОПОП

Дисциплина Б1.Б.4 Общая и неорганическая химия относится к базовой части ОПОП, изучается в 1 семестре 1 курса, общая трудоемкость дисциплины – 252 часа/ 7 зачетных единиц (з. е.).

Количество академических часов, выделенных на контактную работу с преподавателем – 108, из них лекций – 36 часов, занятий – 72 часа, на самостоятельную работу обучающихся – 108.

Форма промежуточной аттестации в соответствии с учебным планом – экзамен.

3. Содержание и структура дисциплины

3.1. Структура дисциплины.

№ п/п	Наименование разделов, тем	Объем дисциплины, час.					Форма текущего контроля успеваемости*, промежуточной аттестации*	
		Всего часов	Контактная работа обучающихся с преподавателем по видам учебных занятий			СР		ПА*
			Л	ЛЗ	ПЗ			
Очная форма обучения								
Семестр №1								
Раздел 1	Введение	10		4		6		ССЗ
Тема 1.1	Предмет, задачи и методы общей и неорганической химии, ее место в системе естественных наук.	6				6		

Тема 1.2	Основные законы, положения и понятия. Номенклатура неорганических веществ.	4		4					ССЗ
Раздел 2	Строение вещества	24	4	8		12			ССЗ, Т
Тема 2.1	Квантовая теория строения атома. Периодический закон Д.И. Менделеева.	12	2	4		6		ССЗ	Т**
Тема 2.2	Теория химической связи.	12	2	4		6		ССЗ	
Раздел 3	Основные закономерности протекания химических реакций	24	4	8		12			ССЗ, Т
Тема 3.1	Энергетика и направление химических реакций.	12	2	4		6		ССЗ	Т**
Тема 3.2	Учение о скоростях и механизмах реакций. Химическое равновесие и его смещение.	12	2	4		6		ССЗ	
Раздел 4	Учение о растворах	40	6	16		18			ССЗ, ОПЗ, КР, Т
Тема 4.1	Растворы и их свойства. Концентрации растворов. Растворы электролитов.	12	2	4		6			ОПЗ, КР
Тема 4.2	Химическое равновесие в растворах слабых электролитов. Водородный показатель.	12	2	4		6		ССЗ	Т**
Тема 4.3	Поведение солей в водных растворах (гидролиз). Протолитическая теория. Гетерогенные равновесия в растворах. Производство растворимости.	16	2	8		6		ССЗ	
Раздел 5	Окислительно-восстановитель-ные реакции (ОВР)	20	4	4		12			ССЗ, КР
Тема 5.1	ОВР и их типы. Уравнивание ОВР ионно-электронным методом (метод полуреакций).	11	2	3		6		ССЗ	КР**
Тема 5.2	Восстановительные потенциалы и направление ОВР в водных растворах	9	2	1		6		ССЗ	
Раздел 6	Химия комплексных соединений	12	2	4		6			ССЗ, КР
Тема 6.1	Химия комплексных соединений	12	2	4		6			ССЗ, КР
Раздел 7	Химия элементов	86	16	28		42			ССЗ, ОПЗ, Т
Тема 7.1	Химия р-элементов. Общая характеристика неметаллов. Галогены.	12	2	4		6		ССЗ , ОП 3	Т**

Тема 7.2	Элементы VIA группы (халькогены)	12	2	4		6		ССЗ , ОП 3	
Тема 7.3	Элементы VA группы	12	2	4		6		ССЗ	
Тема 7.4	Элементы IVA и IIIA групп.	12	2	4		6		ССЗ	
Тема 7.5	Химия s- и d-элементов. Общая характеристика металлов.	4	1	1		2		ССЗ	Т**
Тема 7.6	Элементы VIIБ группы	5	1	2		2		ССЗ	
Тема 7.7	Элементы VIIIБ группы.	4	1	1		2		ССЗ	
Тема 7.8	Элементы VIБ группы.	5	1	2		2		ССЗ	
Тема 7.9	Элементы IB группы.	4	1	1		2		ССЗ	
Тема 7.10	Элементы IIБ группы.	4	1	1		2		ССЗ	
Тема 7.11	Биотехнологии в охране окружающей среды	12	2	4		6		ССЗ	
Промежуточная аттестация		36					36	Экзамен	
Всего:		252	36	72		108	36		

*Примечание: * – формы текущего контроля успеваемости: тестирование (Т), контрольная работа (КР), отчет по индивидуальным практическим заданиям (ОПЗ), собеседование по ситуационным задачам (ССЗ), промежуточная аттестация (ПА). ** – содержит вопросы по данным темам, проводится по изучении последней.*

3.2. Содержание дисциплины.

Раздел 1. Введение

Тема 1.1 Предмет, задачи и методы общей и неорганической химии. Значение химии в медицине и биотехнологии, ее место в системе естественных наук.

Тема 1.2 Основные законы, положения и понятия химии. Понятия атом, элемент, молекула, простое и сложное вещество. Атомная и молекулярная масса. Закон Авогадро. Номенклатура неорганических веществ.

Раздел 2. Строение вещества

Тема 2.1 Строение вещества. Квантовая теория строения атома. Периодический закон Д.И. Менделеева. Квантово-механическая модель строения атома. Электронные и электроноструктурные формулы атомов. Периодический закон Д.И. Менделеева. Структура периодической системы элементов (ПСЭ): периоды, группы, семейства, электронные аналоги, s-, p-, d-, f-классификация элементов. Длиннопериодный и короткопериодный варианты ПСЭ. Периодический характер изменения свойств атомов: радиуса, энергии ионизации, энергии сродства к электрону, относительной электроотрицательности (ОЭО). Определяющая роль внешних электронных оболочек для химических свойств элементов.

Тема 2.2 Теория химической связи. Описание молекул методом валентных связей (МВС). Механизм образования ковалентной связи. Насыщаемость, направленность, кратность, полярность и поляризуемость. σ - и π -Связи и их образование при перекрывании s-, p-, и d-орбиталей. Эффективные заряды атомов в молекулах. Полярность молекул. Гибридизация атомных орбиталей. Пространственное расположение атомов в молекулах. Ковалентная, ионная,

металлическая связь и физико-химические свойства соединений. Длина связи, энергия связи, направленность связи. Двухэлектронная химическая связь по Гейтлеру-Лондону на примере молекулы водорода. Природа межмолекулярных взаимодействий. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие.

Раздел 3. Основные закономерности протекания химических реакций

Тема 3.1 Энергетика и направление химических реакций. Основные понятия химической термодинамики. Обмен энергии при химических превращениях. Теплота и работа. Внутренняя энергия и энтальпия. Стандартные состояния и стандартные значения термодинамических функций. Стандартные энтальпии образования веществ. Теплоты химических реакций, термохимические уравнения. Закон Гесса и расчеты стандартных энтальпий на его основе. Энтропия как мера неупорядоченности системы. Энергия Гиббса как критерий самопроизвольного протекания процесса и термодинамической устойчивости продуктов.

Тема 3.2 Учение о скоростях и механизмах химических реакций. Химическое равновесие и его смещение. Обратимые и необратимые реакции, состояние химического равновесия. Качественная характеристика состояния химического равновесия. Закон действующих масс (ЗДМ). Константа химического равновесия и ее связь со стандартным изменением энергии Гиббса, их зависимость от температуры. Принцип Ле Шателье. Средняя и мгновенная скорость реакции. Простые и сложные реакции. Факторы, влияющие на скорость гомогенных и гетерогенных химических реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации веществ. Константа скорости. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Определение сроков годности лекарственных веществ ускоренным методом. Уравнение Аррениуса. Энергия активации.

Раздел 4. Учение о растворах

Тема 4.1 Растворы и их свойства. Концентрации растворов. Растворы электролитов. Раствор, растворитель, растворенное вещество. Растворимость. Способы выражения концентрации растворов. Процесс растворения как физико-химическое явление. Растворы твердых веществ в жидкостях. Коллигативные свойства растворов. Закон Вант-Гоффа. Роль осмоса в биосистемах. Гипо-, изо- и гипертонические системы. Плазмолиз, гемолиз. Теория электролитической диссоциации (С. Аррениус, А. Каблуков). Применение ЗДМ к ионизации слабых электролитов. Константа диссоциации. Ступенчатый характер ионизации.

Тема 4.2 Химическое равновесие в растворах слабых электролитов. Водородный показатель. Ионизация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. рН растворов сильных и слабых кислот и оснований.

Тема 4.3 Поведение солей в водных растворах (гидролиз). Протолитическая теория. Гетерогенные равновесия в растворах. Произведение растворимости. Гидролитические процессы. Гидролиз катионов, анионов и совместный гидролиз. Степень и константа гидролиза. рН растворов гидролизующихся солей. Теории кислот и оснований (Аррениуса, Льюиса, Бренстеда-Лоури). Константы кислотности и основности. Процессы ионизации, гидролиза, нейтрализации с точки зрения этих теорий. Амфолиты. Равновесие между раствором и осадком малорастворимого сильного электролита. Произведение растворимости. Условие образования и растворения осадков.

Раздел 5. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР).

Тема 5.1 Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) и их типы. Уравнивание ОВР ионно-электронным методом (метод полуреакций). ОВ свойства элементов и их соединений в

зависимости от положения в периодической системе элементов и степени окисления элемента. Сопряженные пары окислитель-восстановитель. ОВ двойственность. Влияние среды и внешних условий на направление ОВР и характер продуктов. Метод полуреакций. Составление уравнений ОВР, протекающих в нейтральной, кислой и щелочной среде.

Тема 5.2 Восстановительные потенциалы и направление ОВР в водных растворах. Стандартная энергия Гиббса и стандартные восстановительные потенциалы. Определение направления протекания реакций по разности стандартных восстановительных потенциалов.

Раздел 6. Химия комплексных соединений.

Тема 6.1 Химия комплексных соединений. Современное содержание понятия «комплексные соединения» (КС). Структура КС: комплексообразователь, лиганды, комплексный ион, внутренняя и внешняя сфера, координационное число центрального атома, дентатность лигандов. Способность атомов различных элементов к комплексообразованию. Природа химической связи в КС. Образование и диссоциация КС в растворах, константы образования и нестойкости комплексов. Классификация и номенклатура КС. Комплексные кислоты, основания, соли.

Раздел 7. Химия элементов.

Тема 7.1 Химия р-элементов. Общая характеристика неметаллов. Галогены. Характер изменения основных атомных констант в периоде и группе. Зависимость химических свойств неметаллов и их соединений от положения элементов в периодической системе. Общая характеристика элементов VIIA группы. Простые вещества, их химическая активность. Соединения галогенов с водородом. Растворимость в воде, КО и ОВ свойства. Галогенид-ионы как лиганды в комплексных соединениях. Галогены в положительных степенях окисления. Взаимодействие галогенов с водой и водными растворами щелочей. Кислородные кислоты хлора и их соли, устойчивость в свободном состоянии и в растворах, изменения КО и ОВ свойств в зависимости от степени окисления галогена. Хлорная известь, хлораты, броматы, йодаты и их свойства.

Тема 7.2 Элементы VIA группы (халькогены). Кислород. Классификация кислородных соединений и их общие свойства (в том числе бинарные соединения: супероксиды, пероксиды, оксиды, озониды). Пероксид водорода H_2O_2 , его КО и ОВ характеристика, применение в медицине. Сера. Соединения серы в отрицательных степенях окисления. Сероводород, его КО и ОВ свойства. Сульфиды металлов, их растворимость в воде и гидролиз. Соединения серы (IV) – оксид, сернистая кислота, сульфиты и гидросульфиты. Их КО и ОВ свойства. Взаимодействие сульфитов с серой с образованием тиосульфатов. Свойства тиосульфатов: реакция с кислотами, окислителями (в том числе с йодом), катионами-комплексообразователями. Политионаты, особенности их строения и свойства. Соединения серы (VI) – оксид, серная кислота, сульфаты, КО и ОВ свойства. Пероксодисерные кислоты и их свойства. Окислительные свойства пероксосульфатов. Селен и теллур. Общая характеристика. КО и ОВ свойства водородных соединений и их солей. Оксиды и кислоты, их КО и ОВ свойства (в сравнении с подобными соединениями серы).

Тема 7.3 Элементы VA группы. Общая характеристика элементов VA группы. Азот. Общая характеристика. Соединения с отрицательными степенями окисления азота. Аммиак, КО и ОВ характеристика, реакции замещения. Амиды, аммиакаты. Ион аммония и его соли, кислотные свойства, термическое разложение. Соединения азота в положительных степенях окисления. Оксиды. Способы получения. КО и ОВ свойства. Азотистая кислота и нитриты. КО и ОВ свойства. Азотная кислота и нитраты. КО и ОВ характеристика. «Царская водка». Фосфор. Общая характеристика. Фосфиды. Фосфин. Сравнение с соответствующими соединениями азота.

Соединения фосфора в положительных степенях окисления. Фосфорноватистая и фосфористая кислоты, строение молекул, КО и ОВ свойства. Дифосфорная кислота. Метафосфорные кислоты, сравнение с азотной кислотой. Элементы подгруппы мышьяка. Общая характеристика. Водородные соединения мышьяка, сурьмы и висмута в сравнении с аммиаком и фосфином. Определение мышьяка по методу Марша. Соединения мышьяка, сурьмы и висмута в положительных степенях окисления. Оксиды и гидроксиды Э (III) и Э (V); их КО и ОВ характеристики. Арсениты и арсенаты, их КО и ОВ свойства. Соли катионов сурьмы (III) и висмута (III), их гидролиз. Сурьмяная кислота и ее соли. Висмутаты. Неустойчивость соединений висмута (V).

Тема 7.4 Элементы IVA и IIIA групп. Общая характеристика углерода. Углерод (II). Оксид углерода (II), его КО и ОВ характеристика, свойства как лиганда. Соединения углерода (IV). Оксид. Стереохимия и природа связи, равновесие в водном растворе. Угольная кислота, карбонаты и гидрокарбонаты, гидролиз и термическое разложение. Кремний. Кислородные соединения. Оксид кремния (IV). Кремниевая кислота. Силикаты. Растворимость и гидролиз. Элементы подгруппы германия. Оксиды. Оксид свинца (IV) как сильный окислитель. Амфотерность гидроксидов. Растворимые и нерастворимые соли олова и свинца. ОВ реакции в растворах. Бор. Общая характеристика. Тетраборат натрия. Эфиры борной кислоты. Качественная реакция на бор. Алюминий. Общая характеристика. Простое вещество и его химическая активность. Амфотерность гидроксида. Алюминаты. Ион алюминия как комплексообразователь.

Тема 7.5 Химия s- и d-элементов. Общая характеристика металлов. Общая характеристика s-элементов. Водород. Вода как важнейшее соединение водорода, ее физические и химические свойства. Аквакомплексы и кристаллогидраты. s-Элементы – металлы. Изменение свойств элементов IIА группы в сравнении с IА группой. Общая характеристика d-элементов III-VIII групп (переходные элементы). Характерные особенности d-элементов. Переходные степени окисления. КО и ОВ свойства соединений d-элементов в различных степенях окисления, образование комплексов. s-Элементы и их взаимодействие с кислородом, образование оксидов, пероксидов, надпероксидов. Взаимодействие этих соединений с водой. Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов. Амфотерность гидроксида бериллия. Взаимодействие щелочных и щелочноземельных металлов с водой и кислотами.

Тема 7.6 Элементы VIIБ группы. Общая характеристика VIIБ группы. Марганец. Химическая активность простого вещества. Марганец (II) и марганец (IV): КО и ОВ характеристика соединений, способность к комплексообразованию. Соединения марганца (IV): манганаты, их образование, термическая устойчивость, диспропорционирование в растворе и условия стабилизации. Соединения марганца (VII) – оксид, марганцовая кислота, перманганаты, КО и ОВ свойства, продукты восстановления перманганата при различных значениях рН, окисление органических соединений, термическое разложение.

Тема 7.7 Элементы VIIIБ группы. Деление d-элементов VIIIБ группы на элементы семейства железа и платиновые металлы. Общая характеристика семейства железа. Соединения железа (II) и железа (III) – КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию. Комплексные соединения железа (II) и железа (III) с цианид- и тиоцианат-ионами. Железо (VI). Ферраты, получение и окислительные свойства. Кобальт и никель. Химическая активность простых веществ в сравнении с железом. Соединения кобальта (II) и кобальта (III), никеля (II). КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию. Общая характеристика элементов семейства платины.

Тема 7.8 Элементы VIБ группы. Хром. Хром (II), КО и ОВ характеристики соединений. Хром (III), КО и ОВ характеристики соединений, способность к комплексообразованию. Соединения хрома (VI) – оксид и хромовые кислоты, хроматы и дихроматы, КО и ОВ характеристика. Окислительные свойства хроматов и дихроматов в зависимости от рН среды. Пероксосоединения хрома (VI). Общие закономерности КО и ОВ свойств соединений d-элементов при переходе от низших степеней окисления к высшим на примере соединений хрома. Молибден и вольфрам. Общая характеристика. Сравнительная ОВ характеристика соединений молибдена и вольфрама по отношению к соединениям хрома.

Тема 7.9 Элементы IB группы. Общая характеристика IB группы. Физические и химические свойства простых веществ и соединений меди (I) и меди (II), их КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию. Комплексные соединения меди (II) с аммиаком, аминокислотами, многоатомными спиртами. Соединения серебра, их КО и ОВ характеристики (бактерицидные свойства иона серебра). Способность к комплексообразованию, комплексные соединения серебра с галогенидами, аммиаком, тиосульфатом. Золото. Соединения золота (I) и золота (III), их КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию.

Тема 7.10 Элементы IIB группы. Общая характеристика IIB группы. Цинк и кадмий. Химическая активность простых веществ; КО и ОВ характеристика их соединений. Комплексные соединения цинка и кадмия. Ртуть. Общая характеристика. Отличительные от цинка и кадмия свойства: пониженная химическая активность простого вещества, ковалентность образуемых связей с мягкими лигандами, образование связи между атомами ртути. Окисление ртути серной и азотной кислотой. Соединения ртути (I) и ртути (II), КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию.

Тема 7.11 Биотехнологии в охране окружающей среды. Промышленное загрязнение окружающей среды: источники загрязнения воздуха, почвы и воды. Методы борьбы с загрязнением: строительство очистных сооружений, разработка экологически безопасных технологий, экономичное расходование энергии и ресурсов.

4. Фонд оценочных средств по дисциплине

4.1. Формы и материалы текущего контроля.

4.1.1. В ходе реализации дисциплины Общая и неорганическая химия используются следующие формы текущего контроля успеваемости обучающихся: тестирование, контрольная работа, отчет по индивидуальным практическим заданиям, собеседование по ситуационным задачам.

4.1.2. Материалы текущего контроля успеваемости.

Тест.

Пример для тестирования по темам «Квантовая теория строения атома. Периодический закон Д.И. Менделеева.» и «Теория химической связи»:

Вариант №1

1. Электрон заселяет третий квантовый слой, а его атомная орбиталь имеет гантелевидную форму. Установите значения главного и орбитального квантовых чисел этого электрона.

А) $n=3$ $l=0$ Б) $n=3$ $l=1$ В) $n=3$ $l=2$ Г) $n=3$ $l=3$

2. Какой уровень и подуровень заселяются электронами вслед за $6s$?

А) $4f$ Б) $5d$ В) $6p$ Г) $5f$

3. Укажите группу ионов, которой принадлежит нижеприведённая электронная конфигурация: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

- А) $Cl^{+1} Ca^{+2} Mn^{+2}$ Б) $Cl^{-1} Ca^{+2} Mn^{+7}$
В) $Cl^{+1} Ca^{+2} Mn^{+7}$ Г) $Cl^{-1} Ca^{+2} Mn^{+6}$

4. Определите местоположение элемента в периодической системе по конфигурации его валентных электронов: $3d^5 4s^2$

- А) 4 период, 2 группа, главная подгруппа Б) 4 период, 7 группа, главная подгруппа
В) 4 период, 7 группа, побочная подгруппа Г) 7 период, 4 группа, побочная подгруппа

5. Какой порядковый номер должен был бы быть у элемента, завершающего 7 период?

- А) 115 Б) 116 В) 117 Г) 118

6. В каких степенях окисления наиболее проявляется сходство элементов главной и побочной подгрупп 7 группы?

- А) во всех Б) в низшей В) в нулевой Г) в высшей

7. Сколько молекул в нижеприведённом ряду содержат только ковалентные связи: $Ca(OH)_2, O_2, H_2CO_3, Na_2O, SO_2, NH_4NO_3, H_2O_2$?

- А) 3 Б) 5 В) 6 Г) 4

8. С какой частицей молекула NH_3 может образовать дополнительные связи по донорно-акцепторному механизму?

- А) H^+ Б) CH_4 В) H^- Г) Cl_2

9. Сколько сигма- и сколько пи-связей в молекуле ацетилен C_2H_2 ?

- А) 5 и 0 Б) 3 и 2 В) 4 и 1 Г) 2 и 3

10. Атом серы в молекуле SO_2 находится в sp^2 -гибридизации, причём в гибридизации принимает участие одна неподелённая электронная пара. Какую форму имеет молекула?

- А) треугольная Б) линейная В) тетраэдрическая Г) угловая

Контрольная работа.

Пример билета контрольной работы по теме «Растворы и их свойства. Концентрации растворов. Растворы электролитов»:

Вариант 1

1. Рассчитать массу кристаллогидрата $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$ и объём воды, необходимые для приготовления 250 мл 9% -го раствора ($\rho = 1,07$ г/мл)

2. Как приготовить 1 л раствора $KBrO_3$ с $C_f = 0,1$ моль/л, который будет использоваться для проведения окислительно-восстановительной реакции с образованием Br_2 ? Рассчитать объём этого раствора, необходимый для приготовления 100 мл раствора с $C_f = 0,05$ моль/л.

Индивидуальное практическое задание.

Пример для индивидуального практического задания:

Практическое задание № 1 по приготовлению растворов.

1. Приготовить 100г раствора с массовой долей $Cr(NO_3)_3$ 2%. Исходная соль $Cr(NO_3)_3 \cdot 9H_2O$.

2. Измерить плотность приготовленного раствора.

3. Рассчитать молярную концентрацию этого раствора.

4. Какой объём исходного раствора необходимо взять для приготовления 50 мл раствора с молярной концентрацией 0,05 моль/л? Приготовить разведение.

Ситуационная задача.

Задача 1

Как следует одновременно изменить температуру и давление в обратимой реакции $2\text{NO}_{2(\text{г})}$



чтобы газовая смесь обесцветилась?

- а) давление увеличить, температуру уменьшить;
- б) давление и температуру увеличить;
- в) давление и температуру уменьшить;
- г) давление уменьшить, температуру увеличить.

Задача 2

Раствор, содержащий смесь солей сульфатов алюминия и хрома (III), обработали избытком щелочи, а затем профильтровали.

Где будут находиться соединения алюминия и хрома?

- а) оба – на фильтре; б) алюминий – на фильтре, хром – в фильтрате;
- в) оба – в фильтрате; г) хром – на фильтре, алюминий – в фильтрате.

Задача 3

Из нижеприведенных молекул и ионов: Zn^{2+} , K^+ , Cl^- , NH_3 - составить координационные формулы комплексных соединений катионного, анионного и электронейтрального типа (5 соединений).

Задача 4

Установите соответствие концентрации раствора и величины pH.

- 1. 0,2М HClO ($K_{\text{д}} = 5 \cdot 10^{-8}$) б) 4;
- 2. 0,05М Ca(OH)₂ в) 13;
- 3. 0,01М H₃PO₄ ($K_{\text{д}}^{\text{I}} = 10^{-2}$) г) 2;
- 4. 0,1М HNO₃ а) 1.

4.1.3. Шкала оценивания для текущего контроля

Тест.

87-100 процентов правильных ответов – отлично;

73-86 процентов правильных ответов – хорошо

60-72 процента правильных ответов – удовлетворительно;

менее 60 процентов правильных ответов – неудовлетворительно.

Контрольная работа.

«отлично» – все ответы верны, ход решения верный;

«хорошо» – арифметические ошибки и неточности в 25-40 процентах заданий, остальные ответы верны, ход решения везде верный;

«удовлетворительно» - ошибки и неточности в 40-50 процентах заданий, не менее половины верных ответов, ход решения верен на 50-75 процентов;

«неудовлетворительно» – ход решения неверен в большинстве заданий, верных ответов менее 50 процентов.

Индивидуальное практическое задание.

Более 50 процентов заданий выполнено на занятии самостоятельно – зачтено.

Менее 50 процентов выполнено – не зачтено

Собеседование по ситуационным задачам.

Дан верный ответ (на основании приведенных уравнений реакций, составленных формул веществ или проделанных расчетов), обоснованный с использованием теоретических знаний; либо ответ

верный полностью или частично, но имеются ошибки в рассуждениях, теоретическое обоснование неполное – зачтено

Ответ полностью неверный, либо ответ верный частично, но теоретическое обоснование отсутствует или содержит грубые ошибки – не зачтено

4.2. Формы и материалы промежуточной аттестации.

4.2.1. Промежуточная аттестация проводится в форме экзамена.

4.2.2. Оценочные средства для промежуточной аттестации.

Пример экзаменационного билета:

БИЛЕТ №1

1. Число атомов кислорода в сульфате меди ($M=160$ г/моль) массой 16 г равно:

- а) $3,01 \cdot 10^{23}$; б) $1,204 \cdot 10^{23}$; в) $2,408 \cdot 10^{23}$; г) $6,02 \cdot 10^{23}$.

2. Какая частица имеет большее число электронов, чем протонов?

- а) гидроксид-ион; б) ион магния; в) атом фосфора; г) ион аммония.

3. Какой уровень и подуровень заполняется электронами после 6р?

- а) 5f; б) 7s; в) 6d; г) 7р.

4. Порядковый номер элемента, валентные электроны которого имеют конфигурацию $6s^2 6p^5$, равен:

- а) 104; б) 210; в) 84; г) 85.

5. Недавно открытый химический элемент с порядковым номером 116 является электронным аналогом:

- а) лития; б) кислорода; в) марганца; г) азота.

6. Какая характеристика элемента не зависит от номера группы, в которой он находится?

- а) заряд ядра; б) высшая степень окисления;
в) число валентных электронов; г) формула водородного соединения.

7. Химический элемент находится в 4 периоде, формула его летучего водородного соединения НЭ. Назовите этот элемент.

- а) Br; б) Ge; в) Mn; г) Ti.

8. Электронно-структурной формуле
$$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ n : m : n \\ \cdot\cdot \\ n \end{array}$$

отвечает строение молекулы:

- а) SO_3 ; б) BF_3 ; в) NH_3 ; г) SeO_3 .

9. Какую форму имеет молекула $SOCl_2$, если сера в sp^3 гибридизации, в гибридизации участвуют 3 одноэлектронные орбитали и одна неподеленная электронная пара?

- а) пирамидальную; б) тетраэдрическую; в) угловую; г) треугольную.

10. Элемент с какой электронной конфигурацией образует кристаллическую решетку металлического типа:

- а) $3s^2 3p^4$; б) $4s^2 4p^6$; в) $1s^2 2s^2$; г) $3s^2 3p^5$?

11. Тепловой эффект какой реакции в стандартных условиях соответствует $\Delta H_f^0(CaO_{(к)})$?

- а) $CaCO_{3(к)} = CaO_{(к)} + CO_{2(г)}$; б) $Ca_{(к)} + O_{(г)} = CaO_{(к)}$;
в) $Ca(OH)_{2(к)} = CaO_{(к)} + CO_{2(г)}$; г) $Ca_{(к)} + 0,5 O_{2(г)} = CaO_{(к)}$.

12. Проведя анализ уравнения Гиббса с учетом изменения энтропии, установить, при каких температурах возможно протекание реакции



- а) при высоких температурах; б) при любых температурах;
в) при низких температурах; г) ни при каких температурах.

13. Как изменится скорость реакции синтеза аммиака, если концентрацию азота увеличить в 3 раза, а концентрацию водорода уменьшить в 3 раза?

- а) уменьшится в 9 раз; б) не изменится; в) увеличится в 3 раза; г) уменьшится в 6 раз.

14. Смещение равновесия вправо в реакции $\text{CO}_{(\text{г})} + 2\text{H}_2_{(\text{г})} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{OH}_{(\text{г})} - Q$ произойдет при:

- а) уменьшении давления; б) уменьшении температуры;
в) уменьшении концентрации CH_3OH ; г) уменьшении концентрации H_2

15. Гомогенная обратимая реакция выражается уравнением $3\text{A} + \text{B} \leftrightarrow 2\text{C}$. В момент равновесия $[\text{A}] = 2$ моль/л, $[\text{B}] = 0,5$ моль/л, $[\text{C}] = 3$ моль/л. $K_p = ?$

- а) 2; б) 2,25; в) 1,08; г) 0,92.

16. Какова молярная концентрация раствора, если в 200 мл его содержится 1,16 г натрия хлорида ($M=58$ г/моль)?

- а) 0,01 моль/л; б) 0,02 моль/л; в) 0,1 моль/л; г) 2 моль/л.

17. Расположите растворы одинаковой молярной концентрации и температуры в порядке уменьшения осмотического давления:

- а) галактоза – муравьиная кислота – фосфат натрия;
б) фосфат натрия – галактоза – муравьиная кислота;
в) муравьиная кислота – галактоза – фосфат натрия;
г) фосфат натрия – муравьиная кислота – галактоза.

18. Молярная концентрация какого иона в насыщенном водном растворе гидроксида алюминия наибольшая?

- а) Al^{3+} б) OH^- в) AlOH^{2+} г) $\text{Al}(\text{OH})_2^+$

19. В каком ряду электролитов равной концентрации происходит уменьшение pH растворов?

- а) $\text{CH}_3\text{COOH} - \text{HCl} - \text{NH}_4\text{OH}$; б) $\text{HCl} - \text{CH}_3\text{COOH} - \text{NH}_4\text{OH}$;
в) $\text{NH}_4\text{OH} - \text{HCl} - \text{CH}_3\text{COOH}$; г) $\text{NH}_4\text{OH} - \text{CH}_3\text{COOH} - \text{HCl}$.

20. Вычислить pH раствора слабой кислоты, если $C = 0,05$ моль/л, $\alpha = 0,02$

- а) 5; б) 6; в) 3; г) 4

В заданиях 21-24 установите соответствие концентрации раствора и величины pH:

21. 0,05 М NH_4OH ($K_d = 2 \cdot 10^{-5}$) а) 1

22. 0,05 М H_2SO_4 б) 11

23. 0,1 М H_2CO_3 ($K_d^1 = 10^{-7}$) в) 12

24. 0,01 М CsOH г) 4

25. В 0,5 л насыщенного раствора труднорастворимого электролита типа АВ содержится $2 \cdot 10^{-4}$ моль катиона А. Вычислить ПР этой соли.

- а) $4 \cdot 10^{-16}$; б) $1,6 \cdot 10^{-7}$; в) $4 \cdot 10^{-8}$; г) $8 \cdot 10^{-4}$.

26. В растворе какой соли лакмус окрашен в синий цвет?

- а) CaCl_2 ; б) ZnSO_4 ; в) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$; г) K_2CO_3 .

27. Степень гидролиза катионов уменьшается в ряду:

- а) $\text{Fe}^{3+} - \text{Cu}^{2+} - \text{NH}_4^+$; б) $\text{Fe}^{3+} - \text{NH}_4^+ - \text{Cu}^{2+}$; в) $\text{NH}_4^+ - \text{Cu}^{2+} - \text{Fe}^{3+}$; г) $\text{Cu}^{2+} - \text{NH}_4^+ - \text{Fe}^{3+}$.

28. Степень гидролиза хлорида висмута (III) увеличивается при:

- а) добавлении H_2SO_4 ; б) добавлении H_2O ; в) охлаждении раствора; г) добавлении BiCl_3 .
29. Процесс восстановления происходит в случае:
а) $\text{AsO}_3^{3-} \rightarrow \text{AsO}_4^{3-}$; б) $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO}$; в) $\text{AsO}_4^{3-} \rightarrow \text{AsH}_3$; г) $\text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3^{2-}$;
30. В окислительно-восстановительной реакции
 $\text{ClO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
сумма коэффициентов перед окислителем и восстановителем равна:
а) 10; б) 12; в) 6; г) 8.
31. Наиболее сильный окислитель – это:
а) Sn^{2+} , $E^0(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,14 \text{ В}$; б) Cu^{2+} , $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ В}$;
в) Ag^+ , $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ В}$; г) Zn^{2+} , $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ В}$.
32. Тетрацианоdiamминхромат (III) бария имеет формулу:
а) $\text{Cr}[\text{Ba}(\text{NH}_3)_2(\text{CN})_4]$; б) $\text{Ba}[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2(\text{CN})_4]$;
в) $\text{Cr}_2[\text{Ba}(\text{NH}_3)_2(\text{CN})_4]$; г) $\text{Ba}[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2(\text{CN})_4]_2$;
33. Какая реакция приведет к трансформации комплексного иона в другой?
а) $[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-} + 4\text{NH}_3 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + 4\text{OH}^-$;
б) $[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-} + 4\text{Cl}^- \rightarrow [\text{CuCl}_4]^{2-} + 4\text{OH}^-$;
в) $[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-} + 4\text{NCS}^- \rightarrow [\text{Cu}(\text{NCS})_4]^{2-} + 4\text{OH}^-$;
г) $[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-} + 4\text{CN}^- \rightarrow [\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-} + 4\text{OH}^-$
34. Установить исходные вещества в схеме реакции: $\dots \rightarrow \text{NaI} + \text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
а) $\text{I}_2\text{O}_5 + \text{NaOH} \rightarrow$ б) $\text{I}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ в) $\text{NaIO} + \text{HI} \rightarrow$ г) $\text{NaIO}_2 + \text{HI} \rightarrow$
35. Укажите группу соединений, в которой присутствуют йодистая кислота, бромат натрия, хлорноватая кислота:
а) HIO_3 , NaBrO_4 , HClO_2 ; б) HIO , NaBrO_2 , HClO ;
в) H_5IO_6 , NaBrO , HClO_4 ; г) HIO_2 , NaBrO_3 , HClO_3 .
36. В какой реакции оксид серы (IV) проявляет окислительные свойства?
а) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ б) $\text{SO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ в) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ г) $\text{SO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
37. Какие вещества вступили в реакцию, если образовались $\text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$:
а) $\text{Ba}(\text{HSO}_4)_2 + \text{BaSO}_3 + \text{O}_2$; б) $\text{BaO} + \text{Ba}(\text{HSO}_3)_2$;
в) $\text{Ba}(\text{HSO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}_2$; г) $\text{Ba} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц})$
38. В реакции $\text{SO}_2(\text{газ}) + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
сумма коэффициентов при окислителе и восстановителе:
а) 2; б) 4; в) 6; г) 20.
39. Какой из нитратов разлагается при нагревании на нитрит и кислород?
а) AgNO_3 ; б) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; в) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$; г) NaNO_3 .
40. Допишите недостающий продукт реакции:
 $\text{KBiO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \dots + \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
а) HBiO_3 ; б) $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$; в) $\text{Bi}(\text{OH})_3$; г) Bi_2O_3 .
41. В реакции $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4] + \text{NaOH} \rightarrow$
сумма коэффициентов при окислителе и восстановителе:
а) 5; б) 2; в) 3; г) 6.
42. Сравните реакцию среды в растворах силиката и карбоната натрия при одинаковых концентрациях и температуре:
а) оба раствора одинаково щелочные; б) карбонат более щелочной, чем силикат;
в) силикат более щелочной, чем карбонат; г) оба раствора одинаково кислые.

43. В какой реакции не происходит растворение осадка?

- а) $\downarrow \text{Zn(OH)}_2 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}_{\text{конц.}} \rightarrow$ б) $\downarrow \text{HgI}_2 + \text{HI}_{\text{конц.}} \rightarrow$
в) $\downarrow \text{ZnS} + \text{HI}_{\text{конц.}} \rightarrow$ г) $\downarrow \text{CdS} + \text{KOH}_{\text{разб.}} \rightarrow$

44. Сульфат хрома (III) обработали большим избытком щелочи. Какое соединение образуется при этом?

- а) Na_2CrO_4 ; б) Cr(OH)_3 ; в) $\text{Na}_3[\text{Cr(OH)}_6]$; г) Cr_2O_3 .

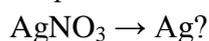
45. Приведенному ряду солей – K_2MnO_3 , K_2MnO_4 , KMnO_4 , K_4MnO_4 – соответствует ряд названий кислот:

- | | |
|--|--|
| а) метамарганцеватистая
марганцовистая
марганцовая
ортомарганцеватистая | б) марганцовистая
метамарганцеватистая
марганцовая
ортомарганцеватистая |
| в) метамарганцеватистая
ортомарганцеватистая
марганцовая
марганцовистая | г) ортомарганцеватистая
марганцовистая
марганцовая
метамарганцеватистая |

46. В какой схеме одним из продуктов реакции будет MnO_2 ?

- а) $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$ б) $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
в) $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ г) $\text{MnSO}_4 + \text{NaBiO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$

47. Какие реактивы следует взять для осуществления превращения



- а) NH_4OH ; б) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$; в) NH_4Cl ; г) NH_3 .

48. Чему равна молярная масса эквивалента перманганата калия при переходе в Mn^{2+} ?

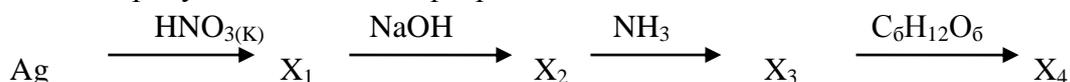
- а) M ; б) $M/2$; в) $M/3$; г) $M/5$.

49. С помощью какого реактива можно окислить Co^{2+} до Co^{3+} , если

	$\text{Co}^{3+}/\text{Co}^{2+}$	$\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-$	$\text{Br}_2/2\text{Br}^-$	$\text{I}_2/2\text{I}^-$
$E^\circ, \text{В}$:	1,8	1,36	1,03	0,54

- а) только хлорной водой;
б) хлорной и бромной водой;
в) все галогены подходят;
г) ни один не подходит.

50. Конечным продуктом в цепочке превращений



является:

- а) Ag ; б) Ag_2O ; в) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2](\text{OH})$; г) AgNO_3 .

4.2.3 Шкала оценивания.

0-29 правильных ответов – неудовлетворительно;

30-36 правильных ответов – удовлетворительно;

37-43 правильных ответов – хорошо;

44-50 правильных ответов – отлично.

5. Методические материалы по освоению дисциплины

1. Тесты по общей и неорганической химии для самоконтроля и подготовки к экзамену: пособие для студентов I курса очного, заочного и очно-заочного обучения / Михайловский А.Г., Касимова Н.Н., Сурикова О.В., Федорова И.В. - Пермь, 2017 г. – 54 с.
2. Тесты по общей и неорганической химии для самоконтроля и подготовки к экзамену (для студентов I курса): пособие для студентов I курса очного, заочного и очно-заочного обучения / Михайловский А.Г., Касимова Н.Н., Сурикова О.В., Федорова И.В. - Пермь, 2015 г. – 54 с.
3. Учебно-методические указания к лабораторным занятиям по дисциплине «Общая и неорганическая химия» (для студентов I курса факультета очного обучения): пособие для студентов первого курса ПГФА / Михайловский А.Г., Касимова Н.Н., Михалев В.А., Сурикова О.В., Федорова И.В. – Пермь, 2014 г. – 60 с.

6. Учебная литература для обучающихся по дисциплине

6.1. Основная литература.

1. Общая химия: [Электронный ресурс]: учебник / А.В. Жолнин; под ред. В.А. Попкова, А.В. Жолнина. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2014. – 400 с. – Режим доступа: <http://www.studmedlib.ru/book/ISBN9785970429563.html>
2. Химия: Учебник для вузов [Электронный ресурс] / И.Н. Семенов, И.Л. Перфилова – С.-Пб.: Химиздат, 2017. – 656 с. – Режим доступа: <http://www.studmedlib.ru/book/ISBN978593882915.html>
3. Общая химия: учеб. пособие / Н.Л. Глинка – М., Кнорус, 2013. – 746 с.
4. Химия [Электронный ресурс]: учебник для высших учебных заведений / А.А. Гуров и др. – М. Издательство МГТУ им. Н.Э. Баумана, 2017. – 775 с. – Режим доступа: <http://www.studmedlib.ru/book/ISBN9785703847282.html>

6.2. Дополнительная литература.

1. Общая химия: [Электронный ресурс] / Попков В.А., Пузаков С.А. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2010. – 976 с. – Режим доступа: <http://www.studmedlib.ru/book/ISBN9785970415702.html>
2. Вопросы и задачи по общей химии [Электронный ресурс] / Суворов А.В., Никольский А.Б. - СПб.: ХИМИЗДАТ, 2002. – 304 с. – Режим доступа: <http://www.studmedlib.ru/book/ISBN5938080258.html>
3. Общая химия: учеб. пособие для студентов вузов / А.В. Суворов, А.Б. Никольский - С.-Пб., Химия, 1995 г. – 623 с.
4. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: учебник для мед. спец. вузов / Ю.А. Ершов и др.; под ред. Ершова. М.: Высшая школа, 1993. – 559 с.
5. Общая и неорганическая химия: учеб. для студентов вузов / М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин - М., Химия, 1993 г. – 592 с.
6. Константы неорганических веществ: справ. / Р.А. Лидин, В.А. Молочко, Л.Л. Андреева; под ред. Р.А. Лидина - М., Дрофа, 2006 г.
7. Сборник задач и упражнений по общей и неорганической химии: учеб. пособие для студентов вузов / Под ред. Н.Н. Павлова - М., Дрофа, 2005.

7. Материально-техническая база, информационные технологии, программное обеспечение и информационные справочные системы

В процессе изучения дисциплины используются: учебные аудитории для проведения

занятий лекционного типа, занятий семинарского типа, лабораторное и инструментальное оборудование для работы студентов.

Лаборатория оснащена вытяжными шкафами, достаточным количеством химической посуды, оборудования и реактивов для индивидуальной лабораторной работы каждого студента (пробирки, колбы, мерные цилиндры, пипетки, стеклянные палочки, весы, разновес, электрические плитки, спиртовки, лабораторные штативы, штанглазы с растворами и кристаллическими реактивами).

Для чтения лекций с презентацией используется мультимедийный комплекс (ноутбук, проектор, экран); имеются наборы таблиц по всем разделам дисциплины, ситуационные задачи, тестовые задания по изучаемым темам, доска.

АННОТАЦИЯ РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЫ ДИСЦИПЛИНЫ

Б1.Б.4 Общая и неорганическая химия

Код и наименование направления подготовки, профиля: 19.03.01 Биотехнология. Фармацевтическая биотехнология.

Квалификация (степень) выпускника: бакалавр

Форма обучения: очная

Формируемая компетенция: ОПК-3 - способность использовать знания о современной физической картине мира, пространственно-временных закономерностях, строении вещества для понимания окружающего мира и явлений природы формируется данной дисциплиной частично.

В результате освоения дисциплины у обучающихся должны быть:

- сформированы знания: современной модели атома, представлений о строении химических соединений и закономерностях протекания реакций; зависимости химических свойств простых и сложных веществ от положения элементов в периодической системе
- сформированы умения: рассчитывать тепловые эффекты химических процессов; составлять электронные конфигурации атомов, ионов, определять тип хим. связи; смещать равновесия в растворах электролитов.
- сформированы навыки: простейших химических экспериментов, работы с химической посудой, экспериментального определения рН растворов при помощи индикаторов.

Объем и место дисциплины в структуре ОПОП:

Дисциплина Б1.Б.4 Общая и неорганическая химия относится к базовой части ОПОП, изучается в 1 семестре 1 курса, общая трудоемкость дисциплины – 252 часа / 7 зачетных единиц (з. е.).

Количество академических часов, выделенных на контактную работу с преподавателем – 108 часов, из них лекции – 36 часов, занятия – 72 часа, на самостоятельную работу обучающихся – 108.

Форма промежуточной аттестации в соответствии с учебным планом – экзамен.

План дисциплины:

Раздел 1. Введение

Тема 1.1 Предмет, задачи и методы общей и неорганической химии.

Тема 1.2 Основные законы, положения и понятия химии.

Раздел 2. Строение вещества

Тема 2.1 Строение вещества. Квантовая теория строения атома. Периодический закон Д.И. Менделеева. Квантово-механическая модель строения атома. Электронные и электроно-структурные формулы атомов.

Тема 2.2 Теория химической связи.

Раздел 3. Основные закономерности протекания химических реакций

Тема 3.1 Энергетика и направление химических реакций.

Тема 3.2 Учение о скоростях и механизмах химических реакций.

Раздел 4. Учение о растворах

Тема 4.1 Растворы и их свойства. Концентрации растворов. Растворы электролитов. Раствор, растворитель, растворенное вещество.

Тема 4.2 Химическое равновесие в растворах слабых электролитов. Водородный показатель. Ионизация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. рН растворов сильных и слабых кислот и оснований.

Тема 4.3 Поведение солей в водных растворах (гидролиз).

Раздел 5. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР).

Тема 5.1 Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) и их типы.

Тема 5.2 Восстановительные потенциалы и направление ОВР в водных растворах.

Раздел 6. Химия комплексных соединений.

Тема 6.1 Химия комплексных соединений.

Раздел 7. Химия элементов.

Тема 7.1 Химия р-элементов. Общая характеристика неметаллов. Галогены.

Тема 7.2 Элементы VIA группы (халькогены).

Тема 7.3 Элементы VA группы. Общая характеристика элементов VA группы

Тема 7.4 Элементы IVA и IIIA групп.

Тема 7.5 Химия s- и d-элементов.

Тема 7.6 Элементы VIIБ группы.

Тема 7.7 Элементы VIIIБ группы.

Тема 7.8 Элементы VIБ группы.

Тема 7.9 Элементы IB группы. Общая характеристика IB группы.

Тема 7.10 Элементы IIБ группы.

Тема 7.11 Биотехнологии в охране окружающей среды.

Раздел 1. Введение. Предмет, задачи и методы общей и неорганической химии. Основные законы, положения и понятия химии.

Раздел 2. Строение вещества.

Раздел 3. Основные закономерности протекания химических реакций.

Раздел 4. Учение о растворах. Растворы и их свойства.

Раздел 5. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР).

Раздел 6. Химия комплексных соединений

Раздел 7. Химия элементов.

Формы текущего контроля и промежуточной аттестации: тестирование, контрольная работа, отчет по индивидуальным практическим заданиям, собеседование по ситуационным задачам; тестовый экзамен