

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Лазаренко Виктор Анатольевич
Должность: Ректор
Дата подписания: 16.03.2023 12:51:52
Уникальный программный ключ:
45c319b8a032ab3637134215abd1c475334767f4

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования «Курский государственный медицинский университет» Министерства здравоохранения Российской Федерации (ФГБОУ ВО КГМУ Минздрава России)

УТВЕРЖДЕНО

на заседании кафедры общей и биорганической химии
протокол № 13 от «13» июня 2018 г.
заведующий кафедрой общей и биорганической химии
профессор Будко Е.В. Будко Е.В.

УТВЕРЖДЕНО

на заседании методического совета фармацевтического и биотехнологического факультетов
протокол № 5 от «29» июня 2018 г.
председатель методического совета фармацевтического и биотехнологического факультетов
доцент Дроздова И.Л. Дроздова И.Л.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

по «Общей и неорганической химии»

Факультет	фармацевтический		
Специальность	33.05.01 Фармация		
Курс	1	Семестр	1,2
Трудоемкость (з.е.)	6		
Количество часов всего	216		
Форма промежуточной аттестации	экзамен		

Разработчик рабочей программы:
Доцент кафедры, к.х.н, доцент Малыхин А.Ю.

Рабочая программа дисциплины «Общая и неорганическая химия» разработана в соответствии с федеральным государственным образовательным стандартом высшего образования (ФГОС ВО) по специальности 33.05.01 Фармация.

1. Цель и задачи дисциплины

Цели: овладеть современным уровнем знаний основных законов химии, строения электронной оболочки атома и строения вещества на основе квантовой механики, понять основные закономерности протекания химических реакций. Уяснить закономерности в изменении общих свойств элементов по группам, подгруппам и периодам и веществ на основе теории строения атомов и молекул. Получить знания о биологической роли элементов (биогенные макро- и микроэлементы) и о наиболее важных соединениях применяемых в медицине и фармации, а также химизме их действия.

Задачи: овладеть стехиометрическими законами, основными принципами и правилами для решения практических вопросов и задач. Получить теоретические знания, необходимые в дальнейшем при изучении физической, коллоидной, аналитической, органической, фармацевтической и токсикологической химии, а также для будущей самостоятельной практической работы.

2. Место дисциплины в структуре образовательной программы и требования к планируемым результатам обучения по дисциплине

Дисциплина «Общая и неорганическая химия» относится к базовой части образовательной программы.

Процесс изучения дисциплины обеспечивает достижение планируемых результатов освоения образовательной программы и направлен на формирование следующих компетенций:

Компетенция		Логическая связь с дисциплинами учебного плана
код	формулировка	
ОПК-7	Готов к использованию основных физико-химических, математических и иных естественнонаучных понятий и методов при решении профессиональных задач	Физика Физическая и коллоидная химия Аналитическая химия Органическая химия Ботаника Биология Биологическая химия Микробиология Общая гигиена Токсикологическая химия Фармакогнозия Спектроскопические методы в анализе лекарственных средств Биоаналитическая химия и токсикология Основы анализа лекарственных средств Фотолюминесцентные методы анализа Химические превращения ксенобиотиков в организме Химическое равновесие в фармацевтических процессах

Содержание компетенций (этапов формирования компетенций)

Код компетенции	Формулировка компетенции	Этапы формирования и индикаторы достижения компетенции		
		Знает	Умеет	Владеет (имеет практический опыт)
1	2	3	4	5
ОПК-7	<p>Готов к использованию основных физико-химических, математических и иных естественнонаучных понятий и методов при решении профессиональных задач</p>	<ul style="list-style-type: none"> - физико-химическую сущность процессов, происходящих в живом организме - основы применения физико-химических методов анализа в фармации - основы применения математических методов в фармации - физические основы функционирования аппаратуры, используемой для решения профессиональных задач - сущность естественнонаучных понятий и методов, используемых для решения профессиональных задач 	<ul style="list-style-type: none"> - использовать основную аппаратуру, обеспечивающую проведение химических, физических, физико-химических и других методов анализа - использовать физико-химические, математические и иные естественнонаучные понятия и методы при решении профессиональных задач - анализировать и интерпретировать полученные результаты для решения профессиональных задач - определять место человека в ноосфере, особенности антропогенного воздействия на природу и его последствия - использовать математический аппарат для решения профессиональных задач 	<ul style="list-style-type: none"> - физико-химическими, математическими и иными естественнонаучными понятиями, терминами, законами при изложении, описании изучаемых, наблюдаемых биологических процессов, явлений, объектов - алгоритмом решения профессиональных задач на основе анализа и интерпретации результатов исследований - навыками формирования заключения по результатам физико-химических и естественнонаучных исследований - навыками выполнения химических, физических, физико-химических и других методов анализа - навыками расчета результатов анализа и их статистической обработки

3. Разделы дисциплины и компетенции, которые формируются при их изучении

Наименование раздела дисциплины	Содержание раздела	Код компетенции
1	2	3
<p>Основные законы и понятия химии. Способы выражения концентрации растворов.</p>	<p>Предмет, задачи и методы химии. Значение химии в развитии медицины и фармации. Основные химические понятия и законы. Масса атома. Масса молекулы. Атомная единица массы. Относительная атомная масса. Относительная молекулярная масса. Молярная масса. Понятие - моль. Единицы их измерения. Качественная и количественная информация, содержащаяся в химических формулах и уравнениях. Понятие - молярный объем эквивалента газообразного вещества. Формула приведения объема к нормальным условиям. Уравнение Клапейрона-Менделеева. Закон Авогадро, его следствие. Авогадрово число. Закон сохранения массы и энергии. Закон постоянства состава, его современная трактовка.</p> <p>Понятие - фактор эквивалентности, эквивалент. Методы определения фактора эквивалентности для различных классов неорганических соединений. Закон эквивалентов. Математическое выражение закона.</p> <p>Способы выражения концентрации растворов: массовая, молярная, титр, эквивалентная концентрация. Доли компонента: массовая, молярная, объемная.</p>	ОПК-7
<p>Основные закономерности протекания химических реакций.</p>	<p>Система и внешняя среда. Типы систем. Состояние системы и функции состояния. Внутренняя энергия системы. Тепловые эффекты реакции. Понятие о термохимии. Закон Гесса и его следствия. Понятие об энтальпии. Понятие об энтропии, как мере неупорядоченности системы и ее термодинамической вероятности. Зависимость величин энтальпии и энтропии от положения элемента, образующего химическое соединение в ПС. Энергия Гиббса - критерий самопроизвольного протекания химической реакции. Таблицы стандартных изменений термодинамических величин. Определение направления самопроизвольного протекания химической реакции.</p> <p>Химическая кинетика. Реакции простые и сложные. Механизм химических реакций. Средняя и мгновенная скорость реакции. Факторы, влияющие на скорость химических реакций в гомогенных и гетерогенных системах. Зависимость скорости простой реакции от концентрации. Закон действующих масс. Порядок реакции. Константа скорости реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Зависимость энергии активации от типа реагирующих частиц. Энергия активации каталитических реакций и сущность действия катализатора. Ферментативный катализ.</p> <p>Обратимые и необратимые реакции. Состояние химического равновесия. Отличие состояния химического равновесия от кинетически заторможенного состояния системы. Кинетическая трактовка химического равновесия. Закон действующих масс для химического равновесия. Концентрационная константа равновесия, ее физический смысл. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.</p>	ОПК-7

<p>Учение о растворах. Равновесные процессы в растворах электролитов</p>	<p>Характеристика истинных растворов, их роль в фармации и медицине. Химическая и физическая теории растворов. Процесс растворения. Изменение свойств растворенного вещества и растворителя. Свойства растворителей. Растворимость. Факторы, влияющие на растворимость. Процесс растворения, как физико-химический процесс. Растворимость газов в жидкостях (законы Генри, Дальтона).</p> <p>Коллигативные свойства растворов. Осмос, осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Роль осмотического давления в биологии, медицине, фармации. Изотонические и гипертонические растворы.</p> <p>Основные положения теории электролитической диссоциации. Процессы ионизации и диссоциации, влияние на них природы растворителя и растворенного вещества. Термодинамический анализ процесса диссоциации. Степень диссоциации и её зависимость от температуры, одноименных ионов, концентрации. Сильные и слабые электролиты. Константа ионизации (диссоциации).</p> <p>Диссоциация молекул воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Понятие об индикаторах. Равновесные процессы в растворах малорастворимых электролитов.</p> <p>Гидролиз солей. Механизм гидролиза по катиону и аниону с позиции поляризационного взаимодействия ионов соли с молекулами воды.</p> <p>Теории кислот и оснований: недостатки теории кислот и оснований Аррениуса. Протолитическая теория кислот и оснований Бренстеда - Лоури. Основные определения. Типы протолитических реакций. Электронная теория кислот и оснований. Кислоты и основания Льюиса. Представление о жестких и мягких кислотах и основаниях. Процессы ионизации (диссоциации), гидролиза, реакции нейтрализации, амфотерности гидроксидов с точки зрения различных теорий кислот и оснований.</p> <p>Произведение растворимости или константа растворимости. Равновесие между раствором и осадком труднорастворимого электролита. Произведение растворимости и растворимость. Условия осаждения и растворения электролитов. Факторы, влияющие на растворимость.</p>	<p>ОПК-7</p>
<p>ОВ процессы, строение атома, химическая связь, комплексные соединения.</p>	<p>Электронная теория окислительно-восстановительных реакций (ОВ). ОВ - свойства элементов и их соединений в зависимости от положения в ПС. Изменение степени окисления атомов элементов в ОВ реакциях. Сопряженные пары окислитель-восстановитель.</p> <p>Понятие - потенциал металла, электродный потенциал. Стандартный водородный электрод. Стандартный электродный потенциал металла. Гальванический элемент. Условная формула ГЭ. Принцип расчета ЭДС гальванического элемента.</p> <p>Стандартное изменение энергии Гиббса в ОВ реакциях. Уравнение Нернста. Определение возможности и направления ОВ реакций. Практическое использование ОВ реакций в медицине, фармации.</p> <p>Основные положения квантовой механики; корпускулярно-волновой дуализм; уравнение Луи де Бройля; принцип неопределенности Гейзенберга. Орбиталь. Квантовые числа.</p> <p>Графическое изображение атомных орбиталей: модель электронного облака, граничная поверхность, квантовая ячейка. Основные закономерности формирования электронных оболочек атомов: принцип наименьшей энергии, запрет Паули (подуровень, его электронная емкость; уровень, электронная емкость уровней); правило Гунда. Периодический закон и его современная формулировка. Изотопы. Применение "меченных" атомов в медицине. Периодическая система (ПС) и ее варианты: короткопери-</p>	<p>ОПК-7</p>

	<p>одный и длиннопериодные; конструкция короткопериодного варианта ПС: период, группа, подгруппа. Важнейшие характеристики атомов, периодический характер их изменения: орбитальный радиус, энергия ионизации, сродство к электрону; относительная электроотрицательность; вторичная периодичность.</p> <p>Основные характеристики химической связи - энергия, длина, валентный угол. Основные положения метода валентных схем (ВС), два механизма образования ковалентной связи - обменный и донорно-акцепторный, электронно-структурные диаграммы молекул, делокализованная (многоцентровая) связь; σ- и π-связь на примере молекулы CO_2. Гибридизация атомных орбиталей Условия устойчивой гибридизации. Пространственная конфигурация молекул, образованных гибридными и "чистыми" орбиталями. Поляризация ковалентной связи. Дипольный момент связи и полярной молекулы. Свойства соединений с ковалентной связью. Ионная связь – предельный случай ковалентной полярной связи. Ионные кристаллы. Свойства ионных кристаллов.</p> <p>Недостатки метода ВС. Метод молекулярных орбиталей. Связывающие, разрыхляющие и не связывающие σ- и π-молекулярные орбитали. Межмолекулярное взаимодействие. Его роль в образовании молекулярных кристаллических решеток, в процессах образования растворов, электролитической диссоциации. Водородная связь. Поляризация ионов, поляризуемость и поляризующее действие; факторы, от которых они зависят: тип электронной оболочки, ионный потенциал.</p> <p>Определение понятия - комплексное (координационное) соединение (КС). Теория Вернера, строение комплексного соединения: центральный атом, лиганды, внутренняя и внешняя сфера КС, координационное число центрального атома (иона). Типы центральных атомов по строению электронных оболочек. Типы лигандов по донорному атому, дентатность лигандов, номенклатура КС. Устойчивость комплексных соединений; факторы, от которых она зависит. Классификация и изомерия комплексных соединений. Биологическая роль комплексных соединений, металлоферменты, химические основы применения комплексных соединений в фармации и медицине. Природа химической связи в комплексных соединениях.</p>	
Химия d-элементов.	<p>Химия элементов как раздел химии, изучающий свойства элементов и их соединений. Классификация элементов в зависимости от строения валентных электронных оболочек (семейства, блоки). Общая характеристика (положение в ПС, строение электронных оболочек атомов, возможные и проявляемые степени окисления) p-элементов. Положение в ПС s-, p-, d-, f-элементов.</p> <p>d-элементы. Общая характеристика.</p> <p>Положение в ПС. Характерные особенности: переменные степени окисления, образование комплексных соединений, окраска соединений и причины её возникновения. Явление вторичной периодичности в изменении орбитальных радиусов и энергии ионизации, ее причины. Металлическая связь.</p> <p>d-элементы VI группы: хром, молибден, вольфрам. Общая характеристика. Соединения хрома (II) и (III): оксиды и гидроксиды хрома. Амфотерность гидроксида хрома (III) с позиции теорий кислот и оснований Аррениуса и протолитической. Соли хрома (III), растворимость, гидролиз. Квасцы. Комплекс-</p>	ОПК-7

ные соединения. Восстановительные свойства соединений хрома(III). Соединения хрома (VI). Оксид. Хромовая и дихромовая кислоты. Соли, хроматы и дихроматы. Равновесие в растворе между хромат- и дихромат ионами. Их окислительные свойства. Хромовая смесь. Пероксидные соединения хрома (VI). Соединения молибдена, вольфрама. Биологическая роль хрома и молибдена. Применение соединений хрома и молибдена в фармации.

d-элементы VII группы: марганец.

Подгруппа марганца (марганец, технеций, рений). Общая характеристика. Марганец. Свойства оксидов и гидроксидов марганца (II) и (III). Соли, растворимость, гидролиз, качественная реакция на ион марганца (II). Оксид марганца (IV). Окислительно-восстановительные свойства. Соли марганца (VI) - манганаты. Оксид марганца (VII). Марганцевая кислота. Соли марганца (VII) - перманганаты: термическое разложение, окислительные свойства, их зависимость от pH среды. Химические основы применения перманганата калия в медицине. Общие закономерности изменения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений d-элементов при переходе от низших степеней окисления к высшим (на примере соединений марганца). Биологическая роль марганца.

d-Элементы VIII группы: железо, кобальт, никель

Общая характеристика, особенности конструкции VIII группы периодической системы элементов. Триады. Семейство железа (железо, кобальт, никель).

Железо. Общая характеристика. Химические свойства. Соединения железа (II) и железа (III): оксиды и гидроксиды, соли (растворимость, гидролиз, окислительно-восстановительные свойства).

Комплексные соединения железа с цианид-, тиоцианат (роданид) - ионами. Ферраты. Получение. Окислительные свойства. Качественные реакции на ионы железа(II) и (III). Биологическая роль железа.

Важнейшие соединения кобальта (II) и кобальта (III), никеля (II). Образование комплексных соединений. Биологическая роль кобальта и никеля.

d-элементы I группы: медь, серебро, золото.

Общая характеристика. Нахождение в природе, получение, применение. Соединения меди (I) и (II), кислотно-основная и окислительно-восстановительная характеристики. Комплексные соединения меди (II) с аммиаком (аммиакаты), гидроксид- ионами, аминокислотами и многоатомными спиртами (хелаты). Качественная реакция на ион меди (II). Медьсодержащие ферменты, химические основы их действия. Биологическая роль меди.

Соединения серебра (I): оксид, получение, растворимость в воде. Соли: нитрат, галогениды. Окислительные свойства серебра (I). Комплексные соединения с аммиаком, галогенид- и тиосульфат ионами. Качественная реакция на ион серебра (I). Химические основы применения соединений меди и серебра в медицине и фармации.

Золото. Соединения золота (I) и золота (III), окислительно-восстановительные свойства. Способность золота (I) и золота (III) к комплексообразованию. Химические основы, применение соединений золота в медицине и фармации.

d-элементы II группы: цинк, кадмий, ртуть.

	<p>Общая характеристика d-элементов II группы. Цинк и его соединения: оксид, гидроксид, амфотерность с позиции теорий кислот и оснований Аррениуса и протолитической; соли, растворимость и гидролиз; комплексные соединения, металлоферменты. качественная реакция на ионы цинка. Биологическая роль цинка.</p> <p>Ртуть, особенности химических свойств ртути; соединения ртути (II): оксид, хлорид, нитрат ртути; амидхлорид. Качественные реакции на ионы кадмия и ртути (II). Соединения ртути (I). Токсичность соединений кадмия и ртути, ее химические основы.</p>	
Химия p-элементов.	<p>p-элементы III, IV, V, VI (халькогены), VII (галогены), VIII (благородные газы) групп. Изменение свойств p-элементов при переходе от III группы к VIII группе (радиус, потенциал ионизации, электроотрицательность и др., характер высших оксидов и гидроксидов).</p> <p>p-элементы III группы. Общая характеристика. Электронная дефицитность и ее влияние на свойства элементов и их соединений.</p> <p>Бор. Общая характеристика (положение в ПС, строение электронных оболочек атомов, возможные и проявляемые степени окисления, нахождение в природе, получение, физические свойства). Химические свойства. Бороводороды (бораны). Образование 3-х центральной связи. Борофтороводородная кислота. Оксид бора, ортоборная кислота. Поведение ортоборной кислоты в водных растворах с позиции электронной теории Льюиса. Бораты: тетраборат натрия, декагидрат тетрабората натрия (бура), гидролиз, термическое разложение тетрабората натрия; метабораты, "перлы". Эфиры борной кислоты. Реакция образования борно-этилового эфира, окраска пламени летучими соединениями бора. Роль бора как биоэлемента в организме. Применение соединений бора в медицине, фармации. Химические основы токсического действия соединений бора</p> <p>Алюминий. Общая характеристика. Химические свойства. Соединения алюминия: оксид, гидроксид, получение, свойства, амфотерность с позиций теории Аррениуса и протолитической теории кислот и оснований. Соли алюминия: квасцы, их гидролиз; мета- и орто-алюминаты, комплексный характер алюминатов в водных растворах, комплексные галиды, криолит. Гидрид алюминия, аланаты. Химические основы применения алюминия и его соединений в медицине и фармации.</p> <p>p-элементы IV группы: углерод, кремний, олово, свинец. Общая характеристика.</p> <p>Углерод. Особенность положения углерода в ПС. Углерод, как основа органических соединений, его биологическая роль. Аллотропия; алмаз, графит, карбин, фуллерен, графен. Активированный уголь как адсорбент. Химические свойства углерода. Оксид углерода (II) (угарный газ). Строение и природа связей. Окислительно-восстановительные свойства. Реакции присоединения. Фосген. Оксид углерода (II) как лиганд. Карбонилы металлов. Химические основы токсичности оксид углерода (II).</p> <p>Оксид углерода (IV) (углекислый газ). Строение молекулы. Физические и химические свойства. "Сухой лед". Угольная кислота. Соли - карбонаты, гидрокарбонаты, растворимость, гидролиз, термическое разложение. Карбамид (мочевина).</p> <p>Циановодородная (синильная) кислота. Простые и комплексные цианиды. Химические основы токсического действия цианидов. Циановая и изоциановая кислоты, их соли. Тиоциановая (родановодо-</p>	ОПК-7

родная) кислота и её соли. Применение углерода и его соединений в медицине и фармации. Биологическая роль углерода.

Кремний. Общая характеристика. Основное отличие от углерода; отсутствие π -связей между атомами кремния в соединениях. Кремнефтороводородная кислота, фторосиликаты. Кислородные соединения кремния: оксид кремния (IV), кремниевые кислоты, силикаты (растворимость, гидролиз, качественная реакция). Изополикислоты и гетерополикислоты. Силикагель. Цеолиты. Стекло. Выщелачивание стекла. Кремнийорганические соединения: силиконы, силоксаны. Применение соединений кремния в медицине и фармации.

Олово, свинец. Общая характеристика. Химические свойства. Соединения Sn (II) и Pb (II): гидроксиды, соли, восстановительные свойства соединений Sn (II), амфотерность гидроксидов, гидролиз солей. Качественные реакции на ионы Sn (II) и Pb (II). Соединения Sn (IV) и Pb (IV): оксиды, гидроксиды, соли. Окислительные свойства оксида свинца (IV). Применение соединений свинца, в медицине. Химические основы токсического действия соединений свинца. Использование соединений олова и свинца в анализе лекарственных препаратов.

p-элементы V группы: азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут. Общая характеристика подгруппы.

Азот. Общая характеристика. Строение молекулы. Химические свойства. Аммиак. Получение. Строение молекулы. Физические свойства аммиака. Жидкий аммиак, водородные связи. Химические свойства: кислотнo-основные и окислительно-восстановительные. Аммиакаты. Соли аммония, растворимость, термическая устойчивость. Качественные реакции на аммиак и ион аммония. Амиды: гидразин, гидроксилламин. Кислородные соединения азота - оксиды. Физические и химические свойства. Азотистая кислота и её соли, окислительно-восстановительная двойственность. Качественная реакция на нитрит-ион. Азотная кислота. Валентная схема молекулы. Физические и химические свойства. Азотная кислота как окислитель. "Царская водка". Особенность взаимодействия с металлами. Нитраты, термическое разложение, окислительные свойства, качественная реакция на нитрат-ион.

Фосфор. Общая характеристика. Аллотропия. Химические свойства. Соединения фосфора с водородом (фосфин); с галогенами, их гидролиз. Соединения фосфора с кислородом. Получение, свойства. Фосфорноватистая и фосфористая кислоты, структурные формулы, основность, восстановительные свойства. Мета-, ди- и ортофосфорные кислоты, их соли. Качественные реакции на ионы кислот фосфора (V). Дигидрофосфаты, гидрофосфаты, растворимость, гидролиз. Производные фосфорной кислоты в живых организмах. Изополи- и гетерополифосфорные кислоты. Биологическая роль.

Элементы подгруппы мышьяка (мышьяк, сурьма, висмут). Общая характеристика. Водородные соединения мышьяка, сурьмы и висмута в сравнении с аммиаком и фосфином. Обнаружение мышьяка методом Марша, Гутцайта. Кислородные соединения со степенью окисления (III) и (V). Оксид мышьяка (III) (мышьяковистый ангидрид) оксид мышьяка (V). Кислотно-основные свойства их гидроксидов. Соли: арсениты, арсенаты, антимониты, антимонаты, висмутаты их окислительно-восстановительные свойства. Качественные реакции на арсениты, арсенаты и ион висмута (III). Соединения с галогенами, их гидролиз; сульфиды. Тиосоли мышьяка и сурьмы. Тиоарсениты, тиоарсенаты и тиоантимониты тио-

антимонаты (тиостибиты и тиостибаты). Понятие о химических основах применения в медицине и фармации аммиака, оксида азота (I) (закиси азота), нитрита натрия, оксидов и солей мышьяка, сурьмы и висмута. Химические основы токсического действия нитратов, нитритов мышьяка и сурьмы.

p-элементы VI группы: кислород, сера, селен, теллур (халькогены). Общая характеристика подгруппы.

Кислород. Общая характеристика. Особенности электронного строения молекулы кислорода. Химическая активность молекулярного и атомного кислорода. Молекула O_2 как лиганд в оксигемоглобине. Особенности оксид-иона, его взаимодействие с водой. Озон. Строение молекулы. Реакция с растворами иодидов. Вода. Строение молекулы. Физические свойства. Аномалии воды. Химические свойства. Вода очищенная и апиrogenная вода. Минеральная вода. Биологическая роль кислорода и воды. Химические основы применения кислорода, озона и воды в медицине и фармации.

Пероксид водорода. Строение молекулы. Получение. Физические свойства. H_2O_2 как кислота. Окислительно-восстановительная двойственность пероксида водорода, качественная реакция на пероксидную группировку. Условия хранения пероксида водорода и его растворов. Применение пероксида водорода и пероксидных соединений в фармации и медицине.

Сера. Селен. Общая характеристика.

Химические свойства. Соединения с водородом. Сероводород. Получение, строение молекулы, физические и химические свойства. Сероводородная кислота, сульфиды, гидросульфиды, растворимость, гидролиз, восстановительные свойства, качественная реакция. Полисульфиды. Соединения серы (IV). Оксид, хлорид, хлорид оксосеры (IV). Сернистая кислота и её соли: сульфиты, гидросульфиты, их окислительно-восстановительная двойственность, качественная реакция. Дисернистая и серноватистая кислоты и их соли. Соединения серы (VI): оксид, хлорид диоксосеры (сульфурилхлорид). Серная кислота, олеум, дисерная кислота. Сульфаты, их растворимость в воде, термическая устойчивость, качественная реакция. Тиосерная кислота, тиосульфаты, получение, реакции с кислотами, окислителями: хлорной водой, йодом, хлоридом железа (III). Пероксомоно- и пероксодисерная кислоты, пероксосульфаты, их окислительные свойства, политиосерная кислота, политионаты, особенности их строения, восстановительные свойства. Применение серы и её соединений в медицине и фармации. Биологическая роль серы и селена.

p-элементы VII группы: фтор, хлор, бром, йод, астат (галогены). Общая характеристика. Особые свойства фтора, как наиболее электроотрицательного элемента. Простые вещества, их химическая активность.

Соединения галогенов с водородом. Получение. Растворимость в воде, поляризуемость, диссоциация. Кислотные и восстановительные свойства. Соли галогеноводородных кислот. Способность фторид-иона как жесткого основания (лиганда) замещать кислород (например, в соединениях кремния). Галогенид-ионы как лиганды в КС. Качественные реакции на галогенид-ионы. Полииодиды. Соединения галогенов в положительных степенях окисления: соединения с кислородом и друг с другом. Взаимодействие галогенов с водой, водными растворами щелочей. Оксокислоты хлора, строение; зависимость

	<p>силы кислот, их окислительных свойств и устойчивости от степени окисления хлора (величины ионного потенциала) препараты активного хлора: хлорная известь, хлорная вода, хлораты, броматы и иодаты и их свойства. Биологическая роль галогенов. Химические основы бактерицидного действия хлора и иода. Применение в медицине, санитарии и фармации препаратов галогенов.</p>	
<p>Химия s-элементов. Биологическая роль элементов.</p>	<p>Водород. Общая характеристика. Особенности положения в ПС. Реакции с кислородом, галогенами, металлами, оксидами. Характеристика связи водорода с кислородом, серой, углеродом. Особенности поведения водорода в соединениях с сильно- и слабополярными связями. Ион водорода, ион оксония, ион аммония, электронное строение, характеристика.</p> <p>s-элементы I и II группы: общая характеристика (тип электронных оболочек ионов, поляризующее действие, энергия гидратации, окраска в водных растворах). Соединения с кислородом: оксиды, пероксиды, супероксиды, озониды. Гидриды, их восстановительная способность. Гидроксиды, амфотерное гидроксид бериллия. Соли: сульфаты, галиды, карбонаты, фосфаты. Окраска пламени летучими солями щелочных и щелочно-земельных металлов. Ионы s-металлов, как комплексообразователи. Ионофоры и их роль в мембранном переносе ионов калия и натрия. Роль s-металлов в минеральном балансе организма. Микро- и макро- s-элементы. Поступление в организм с водой; жесткость воды, единицы её измерения; влияние на живые организмы и протекание реакций в водных растворах. Методы устранения жесткости. Соединения кальция в костной ткани, сходство ионов кальция и стронция, изоморфное замещение. Токсичность бериллия. Химические основы применения соединений лития, натрия, калия, магния, кальция, бария в медицине и фармации.</p> <p>Учение В.И.Вернадского о биосфере и биохимии. Понятие о биогенных элементах. Понятие о биогенных элементах. Микро- и макроэлементы окружающей среды и в организме человека. Человек и биосфера.</p>	<p>ОПК-7</p>

4. Учебно-тематический план дисциплины (в академических часах)

Наименование раздела дисциплины	Контактная работа			Внеаудиторная (самостоятельная) работа	Итого часов	Используемые образовательные технологии, способы и методы обучения		Формы текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации
	Всего	Лекции	Лабораторные занятия			Традиционные	Интерактивные	
Основные понятия и законы. Способы выражения состава растворов	14	2	12	4	18	ЛТ, ЛВ, К, СИ, СЗ	МГ, ЛР, ПЗ, ЗС	Т, С, ДЗ, КР
Основные закономерности протекания химических реакций	12	4	8	6	18	ЛТ, ЛВ, К, СИ, СЗ	МГ, ЛР, ПЗ, ЗС	Т, С, ДЗ, КР
Учение о растворах. Равновесные процессы в растворах	18	8	10	14	22	ЛТ, ЛВ, К, СИ, СЗ	МГ, ЛР, ПЗ, ЗС	Т, С, ДЗ, КР
ОВ процессы, строение атома, химическая связь, комплексы	22	6	14	13	35	ЛТ, ЛВ, К, СИ, СЗ	МГ, ЛР, ПЗ, ЗС	Т, С, ДЗ, КР
Химия d-элементов	21	6	15	8	29	ЛТ, ЛВ, К, СИ, УФ, УИРС	МГ, ЛР, ЗС	Т, С, ДЗ, КР
Химия p-элементов	30	6	24	10	40	ЛТ, ЛВ, К, СИ, УФ, УИРС	МГ, ЛР, ЗС	Т, С, ДЗ, КР
Химия s-элементов. Биологическая роль элементов	11	2	6	2	13	ЛТ, ЛВ, УИРС, УФ, СИ, К	МГ, ЛР, ПЗ, ЗС, НПК	Т, С, ДЗ, КР, Пр.
Экзамен					36			Т, С, Пр
ИТОГО:					216			

4.1. Используемые образовательные технологии, способы и методы обучения

ЛТ	традиционная лекция	УФ	учебный видеофильм
ЛВ	лекция-визуализация	ЗС	решение ситуационных задач
СЗ	семинарское занятие	МГ	метод малых групп
ЛР	лабораторная работа	УИРС	учебно-исследовательская работа студента
ПЗ	практическое занятие	К	написание конспектов
НПК	участие в научно-практических конференциях		
СИ	самостоятельное изучение тем, отраженных в программе, но рассмотренных в аудиторных занятиях		

4.2. Формы текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации

КР	проведение контрольных работ	Пр.	оценка освоения практических навыков (умений, владений)
ДЗ	проверка выполнения письменных домашних заданий	С	оценка по результатам собеседования (устный опрос)
Т	тестирование		

5. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

Основная литература

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: учеб. для студентов хим.-техн. специальностей вузов/Н. С. Ахметов.-7-е изд., стер.-М.:Высш. шк., 2009.-743 с.:ил. **Гриф МО РФ**
2. Ленский, А.С. Биофизическая и бионеорганическая химия: учеб. для студентов мед. вузов/А.С. Ленский, И.Ю. Белавин, С.Ю. Быликин.-М.:МИА,2008.-416 с.:ил. **Гриф МО РФ**
3. Жолнин А.В., 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.studentlibrary.ru/book/ISBN9785970429563.html>

Дополнительная литература

1. Попков, В.А. Общая химия: учеб. для студентов мед. вузов/В.А.Попков, С.А. Пузаков -М.: ГЭОТАР-Медиа, 2007. - 976 с.:ил. **Гриф МО РФ**
2. Слесарев, В. И. Химия: Основы химии живого : учеб. для студентов высш.учеб. заведений, обучающихся по естественнонаучным направлениям и специальностям / В. И. Слесарев. - 2-е изд., испр. и доп. - СПб. : ХИМИЗДАТ, 2001. - 784 с. : ил. - Библиогр.: с. 784.
3. Задания на самоподготовку к занятиям по неорганической химии для студентов фармацевтического факультета : метод. указания / [А. А. Хабаров и др.] ; под общ. ред. А. А. Хабарова, А. Ю. Малыхина; Курск. гос. мед. ун-т, фармацевт. фак., каф. неорган. химии. - Курск : КГМУ, 2003. - 155 с.
[URL:http://library.kursksmu.net/cgi-bin/irbis64r_15/cgiirbis_64.exe?LNG=&I21DBN=MIXED&P21DBN=MIXED&S21STN=1&S21REF=3&S21FMT=fullwebr&C21COM=S&S21CNR=10&S21P01=0&S21P02=0&S21P03=I=&S21STR=546%2F3-15-014387](http://library.kursksmu.net/cgi-bin/irbis64r_15/cgiirbis_64.exe?LNG=&I21DBN=MIXED&P21DBN=MIXED&S21STN=1&S21REF=3&S21FMT=fullwebr&C21COM=S&S21CNR=10&S21P01=0&S21P02=0&S21P03=I=&S21STR=546%2F3-15-014387)
4. Пузаков С.А., Химия [Электронный ресурс] : учебник / Пузаков С.А. - 2-е изд., испр. и доп. - М. : ГЭОТАР-Медиа, 2006. - 640 с. - Режим доступа: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN5970401986.html>

Периодические издания (журналы) - нет

Электронное информационное обеспечение и профессиональные базы данных

1. Национальная электронная библиотека (НЕБ) <http://нэб.рф>
2. Научная электронная библиотека: <http://elibrary.ru>
3. Электронные химические библиотеки: www.chemlib.ru, , www.chemist.ru, , www.chemnet.ru

6. Материально-техническое обеспечение дисциплины

№ п\п	Наименование специальных помещений и помещений для самостоятельной работы	Оснащенность специальных помещений и помещений для самостоятельной работы	Перечень лицензионного программного обеспечения. Реквизиты подтверждающего документа
1.	Российская Федерация, 305041, г. Курск, ул. Ямская, д. 18, 1 этаж, лекционная аудитория №4	Учебная аудитория для проведения занятий лекционного типа (150 п. м.): специализированная мебель (учебная мебель, доска, трибуна лекторская); технические средства обучения, служащие для представления информации большой аудитории (проектор, экран, ноутбук, микрофон, лазерная указка).	1. Пакет офисного ПО – Microsoft Win Office Pro Plus 2010 RUS OLP NL, договор № 548 от 16.08.2010 2. Операционная система — Microsoft Win Pro 7, договор № 904 от 24.12.2010 3. Антивирус – Kaspersky Endpoint Security, договор № 832 от 15.10.2018 4. Программа для организации дистанционного обучения — ISpring Suite 7.1, договор № 652 от 21.09.2015
2.	Российская Федерация, 305041, г. Курск, ул. Ямская, д. 18, 6 этаж, каб. №605	Учебная аудитория для проведения занятий семинарского типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации, в том числе оснащенная лабораторным оборудованием: специализированная мебель (учебная мебель, доска, столы химические); специализированное оборудование (штативы, наглядные материалы, хроматограф, водяная баня, шкаф сушильный, вытяжной шкаф, центрифуга, плитка электрическая).	
3.	Российская Федерация, 305041, г. Курск, ул. Ямская, д. 18, 6 этаж, каб. №608	Учебная аудитория для проведения занятий семинарского типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации, в том числе оснащенная лабораторным оборудованием: специализированная мебель (учебная мебель, столы химические островные, доска); специализированное оборудование (вытяжной шкаф, штативы лабораторные, химическая посуда,	-

		реактивы, плитка электрическая); учебно-наглядные пособия, обеспечивающие тематические иллюстрации.	
4.	Российская Федерация, 305041, г. Курск, ул. Ямская, д. 18, 6 этаж, каб. №612	Учебная аудитория для проведения занятий семинарского типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации, в том числе оснащенная лабораторным оборудованием: специализированная мебель (учебная мебель, доска); технические средства обучения и демонстрационное оборудование (экран, ноутбук, проектор);.	<ol style="list-style-type: none"> 1. Программа для создания тестов — Adit Testdesk, договор № 444 от 22.06.2010 2. Программа для организации дистанционного обучения — ISpring Suite 7.1, договор № 652 от 21.09.2015 3. Пакет офисного ПО – Microsoft Win Office Pro Plus 2010 RUS OLP NL, договор № 548 от 16.08.2010 4. Операционная система — Microsoft Win Pro 7, договор № 904 от 24.12.2010 5. Антивирус – Kaspersky Endpoint Security, договор № 832 от 15.10.2018

7. Оценочные средства

Вопросы для устной части экзамена

I. Основные законы и понятия химии. Способы выражения состава растворов. (ОПК-7)

1. Предмет, задачи и методы химии.
2. Место химии в системе естественных наук. Значение химии в развитии медицины и фармации.
3. Масса атома. Масса молекулы. Атомная единица массы. Относительная атомная масса. Относительная молекулярная масса. Молярная масса. Понятие - моль. Единицы их измерения.
4. Вещество. Квалификация веществ по чистоте. Качественная и количественная информация, содержащаяся в химических формулах и уравнениях.
5. Понятие - молярный объем эквивалента газообразного вещества. Формула приведения объема к нормальным условиям. Уравнение Клапейрона-Менделеева.
6. Закон Авогадро, его следствие. Авогадрово число. Закон сохранения массы и энергии. Закон постоянства состава, его современная трактовка.
7. Понятие - фактор эквивалентности, эквивалент. Методы определения фактора эквивалентности для различных классов неорганических соединений. Закон эквивалентов. Математическое выражение закона.
8. Способы выражения концентрации растворов: массовая, молярная, титр, эквивалентная концентрация. Доли компонента: массовая, молярная, объемная.

II. Основные закономерности протекания химических реакций (ОПК-7)

9. Энергетические эффекты химических реакций. Задачи общей и химической термодинамики. Виды термодинамических систем по отношению к окружающей среде. Состояние системы. Термодинамические параметры. Функции состояния системы.
10. I-й закон термодинамики. Математическое выражение.
11. Теплота образования, теплота сгорания. Изохорный и изобарический процессы. Внутренняя энергия и энтальпия. Стандартные значения.
12. Термохимические уравнения. Форма их записи. Закон Гесса, его следствия. Практическое значение закона Гесса.
13. Теплота нейтрализации. Ее значение в зависимости от силы кислот и оснований. Теплота растворения твердых веществ в воде.
14. Понятие - самопроизвольная реакция. Понятие об энтропии. Стандартная энтропия. Понятие термодинамическая вероятность. Уравнение Больцмана.
15. Характер изменения энтропии при различных физических и химических процессах. Методы определения значений энтропии. Влияние энтальпийного фактора на самопроизвольное протекание процесса.
16. Энергия Гиббса как критерий самопроизвольного протекания процесса и термодинамической устойчивости химических соединений.
17. Значение изобарно-изотермического потенциала для реакций, протекающих в прямом и обратном направлении. Методы расчета свободной энергии Гиббса.
18. Средняя и мгновенная скорость реакции. Принципы их определения.
19. Понятие о механизме реакции. Молекулярность и порядок реакции. Простые и сложные реакции. Закон действующих масс.
20. Факторы, влияющие на скорость химических реакций в гомогенных и гетерогенных системах. Роль диффузии.
21. Понятие о константе скорости реакции. Понятие об энергии активации. Зависимость энергии активации от механизма протекания реакции. Зависимость скорости от температуры (уравнение Аррениуса). Понятие промежуточный «активированный» комплекс.

22. Катализ. Виды катализа. Сущность действия катализатора. Понятие о ферментативном катализе в биологических системах. Особенности катализаторов. Механизмы гомогенного катализа. Графическое изображение пути развития каталитического и некаталитического процессов.
23. Обратимые и необратимые по направлению химические реакции. Закон химического равновесия (действующих масс) применительно к гомогенным и гетерогенным равновесиям. Примеры. Константа равновесия и ее расчет по стандартным изменениям энергии Гиббса. Определение направления протекания реакции в системе по константе равновесия в зависимости от концентрации реагентов.
24. Определение смещения химического равновесия при изменении условий на основании принципа Ле-Шателье.

III. Учение о растворах. Равновесные процессы в растворах электролитов (ОПК-7)

25. Основные определения: раствор, растворитель, растворенное вещество, растворимость. Влияние на растворимость природы компонентов. Виды растворов в зависимости от агрегатного состояния компонентов.
26. Вода как один из наиболее распространенных растворителей в биосфере и химической технологии. Роль водных растворов в жизнедеятельности организмов. Химическое взаимодействие компонентов при образовании растворов. Изменение свойств при образовании растворов. Смысл фразы «подобное растворяется в подобном».
27. Свойств разбавленных растворов неэлектролитов. Давление насыщенного пара над раствором. I-й закон Рауля. 2-й закон Рауля, физический смысл криоскопической и эбуллиоскопической констант. 2-й закон Рауля.
28. Осмос. Отличие от диффузии. Осмотическое давление разбавленных растворов неэлектролитов. Закон Вант-Гоффа, его практическое значение. Явление осмоса в жизнедеятельности человека, животных, растений.
29. Понятие - изоосмия. Изотонические, гипо-, гипертонические растворы. КОД. Основные принципы, вызывающие понижение и повышение осмотического давления плазмы крови. Практическое применение законов Рауля.
30. Явление плазмолиза. Гемолиз. Тургор. Лизис. Понятие: изотонический эквивалент лекарственного препарата по хлориду натрия.
31. Применимость законов Рауля и Вант-Гоффа к растворам электролитов. Особенности растворов электролитов. Изотонический коэффициент. Кажущаяся степень диссоциации, ее связь с изотоническим коэффициентом. Методы расчета изотонических концентраций для растворов неэлектролитов и электролитов.
32. Теория электролитической диссоциации. Влияние растворителя и растворенного вещества на ионизацию. Состояние ионов в растворах. Аквакатионы. Зависимость ионизации от диэлектрической проницаемости растворителя.
33. Понятие о сильных и слабых электролитах. Ионизация слабых электролитов. Применение закона химического равновесия к ионизации слабых электролитов. Константа ионизации. Факторы, влияющие на константу ионизации. Ступенчатая ионизация. Закон разбавления Оствальда.
34. Смещение равновесия в растворах слабых электролитов в присутствии сильных электролитов с одноименными ионами.
35. Понятие - произведение растворимости. Насыщенный, ненасыщенный, пересыщенный растворы с точки зрения понятия ПР. Условия осаждения и растворения электролитов. Практическое значение понятия ПР.
36. Произведение растворимости. Информация, вытекающая из значения ПР. Понятие «полнота осаждения», «чувствительность реакции». Условия растворения осадка.
37. Расчет концентрации (молярной и массовой) ионов и труднорастворимого электролита в его насыщенном растворе.

38. Ионизация воды. Степень и константа диссоциации воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Расчеты pH для растворов слабых и сильных электролитов (кислот и оснований).
39. Водородный показатель. Шкала значений. методы определения pH. pH - важная характеристика растворов. Значения pH для некоторых биологических жидкостей. Ацидоз, алкалоз.
40. Теория кислот и оснований Аррениуса и ее ограниченность. Протолитическая теория кислот и оснований по теории Бренстеда-Лоури.
41. Основные определения: протолитическая реакция, кислота, основание, амфолит. Сопряженные пары: кислота-основание.
42. Представление о жестких и мягких кислотах и основаниях. Примеры.
43. Гидролиз солей. Типы солей, подвергающихся гидролизу. Механизм гидролиза. Ступенчатый гидролиз. Совместный гидролиз 2-х солей.
44. Количественная характеристика гидролитических процессов. Константа и степень гидролиза. Условия, вызывающие смещение равновесия гидролитических процессов.
45. Гидролиз аквакатионов, анионов и совместный гидролиз с точки зрения поляризующего действия катиона. Биологическая роль гидролиза.

IV. ОВ процессы, строение атома, химическая связь, комплексные соединения (ОПК-7)

46. Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления атомов элементов и правила их расчета. ОВ свойства элементов и их соединений в зависимости от положения в ПСЭ Д.И.Менделеева.
47. Изменение степеней окисления в ОВ реакциях. Сопряженные пары окислитель-восстановитель. Важнейшие окислители и восстановители. ОВ двойственность. Типы ОВ реакций.
48. Метод электронного баланса и ионно-электронного баланса (метод полуреакций) расстановки коэффициентов. Расчет эквивалента окислителя и восстановителя в ОВ реакциях.
49. Понятие - потенциал металла, электродный потенциал. Стандартный водородный электрод. Стандартный электродный потенциал металла. Гальванический элемент. Условная формула ГЭ. Принцип расчета ЭДС гальванического элемента.
50. Стандартное изменение энергии Гиббса в ОВ реакциях. Уравнение Нернста. Определение возможности и направления ОВ реакций. Практическое использование ОВ реакций в медицине, фармации.
51. Эволюция учения о строении атома. Экспериментальные открытия на рубеже XIX -XX вв. Модели атома (Томсон, Резерфорд, их недостатки).
52. Корпускулярно-волновой дуализм микрочастиц. Уравнение Луи-де-Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Характер движения электронов в атоме. Волновая функция и представление о ее расчете на основании уравнения Шредингера.
53. Квантование энергии в системах микрочастиц. Электронные энергетические уровни атома. Квантовые числа, их взаимосвязь. Форма s-, p- и d-орбиталей.
54. Распределение электронов в атомах. Принцип Паули. Правило Гунда. Основное, возбужденное и ионизированное состояние атома. Принцип наименьшей энергии. Правило В.М.Клечковского.
55. s-, p-, d- и f-элементы, их электронная конфигурация, положение в ПСЭ. Изображение электронных формул через оболочку инертного газа. Электронно-структурные схемы атомов.
56. Периодический закон Д.И.Менделеева, его современная трактовка. Длиннопериодный и короткопериодный варианты ПСЭ.
57. Периодический характер изменения свойств атомов s-, p-, d-элементов в пределах периода и подгруппы (радиусы, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, ЭО). Определяющая роль внешних электронных оболочек для химических свойств элементов.
58. Экспериментальные характеристики химической связи (энергия, длина связи, валентный угол). Пространственная ориентация атомов в двухатомных и многоатомных молекулах. Экспериментальная кривая потенциальной энергии молекул водорода.

59. Основные положения метода валентных связей. Типы химической связи. Механизм образования молекул водорода (по Гейтлеру и Лондону). Донорно-акцепторный механизм. Понятие локализованной связи. Недостатки метода ВС.
60. Свойства ковалентной связи: насыщенность, направленность. Характер перекрывания электронных облаков при образовании сигма-, пи-, дельта-связей. Кратность связи в методе ВС. Примеры соединений с различной кратностью связи. Определение максимальной ковалентности элемента.
61. Свойства ковалентной связи. Полярность связи. Полярность молекулы. Дипольный момент. Поляризуемость и поляризующее действие элементарных ионов. Факторы, влияющие на поляризуемость и поляризующее действие ионов. Применение ОЭО для приближенной оценки полярности связи.
62. Гибридизация атомных орбиталей. Изменение формы электронного облака, энергии. Валентные углы. Влияние гибридизации на прочность сигма-, пи-связей. Принцип определения вида гибридизации по графической формуле частиц.
63. Виды гибридизации. Образование различных гибридных облаков. Влияние гибридизации на прочность сигма-, пи-связей. Делокализованная связь. Представление о резонансных структурах.
64. Энергия и природы межмолекулярного взаимодействия. Ориентационное, индукционное и дисперсное взаимодействие. Водородная связь. Механизм водородной связи. Виды водородной связи, ее биологическая роль.
65. Типы химической связи. Ионная связь, ее свойства. Эффективные заряды атомов в молекулах.
66. Метод молекулярных орбиталей (МО). МО-ЛКАО. Связывающие и разрыхляющие МО, энергетика их образования. Симметрия МО (сигма и пи). Порядок заполнения МО (энергетические диаграммы для 2-х атомных молекул).
67. Комплексные соединения. Определение заряда комплексообразователя и комплексного иона. Классификация комплексных соединений по заряду комплексного иона. Принцип составления названий КС по международной номенклатуре (ИЮПАК).
68. Строение комплексных соединений по Вернеру. Постулаты Вернера. Классификация КС по их природе и характеру лигандов. Органические лиганды, их особенность. Хелатные комплексные соединения.
69. Составные части комплексного соединения. Дентантность лигандов. Значения координационных чисел. Факторы, влияющие на его значение.
70. Комплексные кислоты, основания, соли. Образование комплекса меди с этилендиамином, аминокислотой. ЭДТА (комплексон III). Его использование. Применение внутрикомплексных соединений в медицине, фармации.
71. Метод валентных связей. Координационная связь. Механизм образования комплексных ионов различного типа Вид гибридизации. Магнитные свойства комплексных соединений. Реакционная способность комплексных соединений.
72. Способность атомов различных элементов к комплексообразованию. Образование и диссоциация двойных и комплексных соединений. Константа нестойкости комплексного иона. Принцип разрушения комплексных ионов.
73. Химические основы применения комплексных соединений в неорганической химии, аналитической химии, фармацевтическом анализе и медицине (примеры). Биологическая роль К.С. Гемоглобин, хлорофилл.

V. Химия d-элементов (ОПК-7)

74. d-элементы. Положение в ПСЭ. Особенности электронного строения атомов. Степени окисления. Периодический характер изменения общих свойств свободных атомов в пределах подгруппы и периода. Характерные особенности d-элементов (образование комплексов, окраска соединений, причины ее возникновения). Вторичная периодичность в семействах d-элементов.

75. Элементы группы VI В (подгруппа хрома). Положение в ПСЭ, электронное строение, степени окисления. Химическая активность хрома. Закономерности изменения общих свойств атомов (ЭИ, СЭ, ОЭО, радиусы) в пределах подгруппы. Биологическое значение хрома и молибдена в организмах. Химические основы применения соединений хрома и молибдена в фармации.
76. Важнейшие соединения хрома (II) и хрома (III). Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов. Растворимость соединений. Окраска растворов. Гидролиз солей. ОВ свойства соединений хрома (III). Влияние рН среды на окислительно-восстановительные свойства соединений хрома (III).
77. Важнейшие соединения хрома (VI). Оксочастицы, содержащие хром (VI), их строение. Оксид хрома (VI). Хромовая кислота и двуххромовая, их соли. Равновесие в растворе между хромат- и дихромат-ионами, его механизм.
78. ОВ свойства соединений хрома в степени окисления (II), (III), (VI) в зависимости от рН. Окисление органических соединений. Пероксосоединения хрома. Характер изменения ОВ свойств соединений хрома при переходе от низшей степени окисления к высшей. Качественные реакции обнаружения катиона хрома (III).
79. Элементы группы VII В (подгруппа марганца). Положение в ПСЭ, особенности электронного строения атомов, степени окисления. Химическая активность марганца. Характер изменения общих свойств атомов в подгруппе (ЭИ, СЭ, ЭО, радиусы). Распространенность в природе, биологическая роль марганца.
80. Важнейшие соединения марганца (II) и (III). Свойство оксида и гидроксида марганца (II). Соли марганца (II), их растворимость. Гидролиз солей. Комплексные соединения марганца. ОВ свойства соединений марганца (II). Качественные реакции обнаружения катиона марганца (II).
81. Важнейшие соединения марганца (IV) и марганца (VI). Диоксид марганца. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксида марганца (IV) в зависимости от рН. Оксочастицы марганца (VI). Их образование. Термическая устойчивость манганатов. Реакции диспропорционирования.
82. Соединения марганца (VII). Оксочастицы марганца (VII), их свойства. Перманганаты, их окислительные свойства. Продукты восстановления в зависимости от рН растворов. Термическое разложение перманганата калия. Окисление органических соединений. Использование перманганата калия в медицине и фармации.
83. Элементы группы VIII В (семейство железа). Положение в ПСЭ. Особенности структуры VIII группы ПСЭ. Электронное строение атомов, степени окисления. Характер изменения общих свойств атомов в группе и периоде (ЭИ, СЭ, ЭО, радиусы). Распространенность в природе. Железо, химическая активность.
84. Важнейшие соединения элементов семейства железа (II). Гидроксиды. Соли железа, их растворимость, устойчивость, гидролиз солей. ОВ свойства соединений железа (II), кобальта (II), никеля (II). Комплексные соединения железа.
85. Важнейшие соединения элементов семейства железа (III). Кислотно-основной характер гидроксидов. Соли, их растворимость, устойчивость, гидролиз солей. Квасцы. Окислительно-восстановительные свойства соединений элементов семейства железа (III). Комплексные соединения железа (III), их практическое применение.
86. Важнейшие соединения железа. Комплексные соединения с цианид- и тиоцианат- ионами, диметилглиоксимом, оксидом углерода. Качественные реакции обнаружения Fe (+2), Fe (+3). Гемоглобин и железосодержащие ферменты, химическая сущность и их действие. Соединения железа (VI). Ферраты, их получение. Окислительные свойства ферратов.
87. Важнейшие соединения элементов кобальта (II) и никеля (II). Комплексные соединения, их образование. Качественная реакция на никель (II) и кобальт (II). Реакция Чугаева. Кобальт и его соединения в медицине. Платиновые металлы. Растворение платины смесью концентрированной хлористоводородной и азотной кислоты. Комплексные соединения платины(II) и платины (IV). Применение в медицине.

88. Элементы группы I В (подгруппа меди). Положение в ПСЭ. Особенности электронного строения атомов. Степени окисления. Химическая активность меди. Характер изменения общих свойств свободных атомов в подгруппе (ЭИ, СЭ, радиуса, ЭО). Распространенность в природе, биологическая роль меди.
89. Важнейшие соединения меди (II), меди (I). Оксиды и гидроксиды меди. Способность их к комплексообразованию. Соли меди (II), их растворимость гидролиз. ОВ реакции с оксидом серы (IV) и йодидами. Комплексные соединения с аммиаком, аминокислотами, многоатомными спиртами. Окрашенные и бесцветные соединения меди. Качественные реакции на катион меди (II).
90. Важнейшие соединения серебра. Серебро, его химическая активность. Оксид серебра, получение и растворимость в воде. Нитрат серебра. Качественные реакции на катион серебра (I). Галиды серебра, их растворимость. Комплексные соединения серебра с аммиаком и тиосульфат-ионом, их получение. Бактерицидное действие серебра.
91. Важнейшие соединения серебра и золота. Химические основы их применения в качестве лечебных препаратов. Применение соединений серебра в аналитической химии, фармакологии, медицине. Золото. Химические свойства золота. Окислительные свойства соединений золота. Окисление золота кислородом в присутствии цианидов. Растворение золота в «царской водке». Применение золота в медицине.
92. Элементы группы II В (подгруппа цинка). Положение в ПСЭ. Строение электронной оболочки атомов. Степени окисления. Характер изменения общих свойств свободных атомов (ЭИ, СЭ, ЭО, радиуса). Цинк. Ртуть. Химическая активность. Распространенность в природе. Биологическая роль цинка.
93. Важнейшие соединения цинка. Оксид, гидроксид, их амфотерность. Соли, их растворимость, гидролиз. Комплексные соединения цинка. Химические основы использования соединений цинка в качестве фармпрепаратов.
94. Важнейшие соединения ртути. Оксиды ртути (II), (I), их получение и применение в медицине. Галениды ртути. Применение в медицине. Качественные реакции на ртуть (+2), (+1). Окислительно-восстановительные свойства соединений ртути (II) и ртути (I). Химизм токсического действия соединений ртути.

VI. Химия p-элементов (ОПК-7)

95. Элементы группы III А . Положение в ПСЭ. Строение электронной оболочки атомов. Степени окисления. Понятие - электронная дефицитность. Бор, химическая активность. Бориды. Бороводороды, особенности стереохимии и природы связей (трехцентровые связи). Соединения бора с галогенами. Гидролиз и комплексообразование.
96. Важнейшие кислородные соединения бора. Оксид бора (III). Борная кислота и ее соли. Бура. Гидролиз буры. Перлы, их образование. Качественная реакция обнаружения борной кислоты. Эфиры борной кислоты. Биологическая роль бора. Применение борной кислоты и буры в медицине.
97. Элементы группы III А . Характер изменения общих свойств свободных атомов (ЭИ, СЭ, радиуса, ЭО). Алюминий. Химическая активность. Гидроксид алюминия, амфотерность. Алюминий - комплексообразователь. Соединения алюминия, физико-химические основы применения соединений алюминия в медицине.
98. Элементы IV А группы. Положение в ПСЭ. Строение электронной оболочки атомов. Степени окисления. Характер изменения общих свойств свободных атомов в подгруппе (ЭИ, СЭ, ЭО, радиусы). Углерод. Модификации углерода. Типы гибридизации углерода. Карбиды. Виды карбидов. Взаимодействие карбидов алюминия и кальция с водой.
99. Важнейшие соединения элементов IVA группы. Соединения углерода с галогенами, их особенности. Фреоны. Оксид углерода (II). Строение молекулы. Химическая связь в молекуле по методу ВС и ММО. Реакции присоединения. Физиологические действия. Оксид углерода (II) - загрязнитель атмосферы.

100. Оксид углерода (IV). Стереохимия, природа связи, равновесие в водном растворе, физиологическое действие оксида углерода (IV). Карбонаты и гидрокарбонаты. Гидролиз и термическое разложение.
101. Соединения углерода с неметаллами. сероуглерод. Тиокарбонаты, их свойства. Цианистоводородная кислота. простые и комплексные соединения - цианиды. Углерод - как основа всех органических соединений, качественная реакция на карбонат- ион. Биологическая роль углерода. Химические основы использования неорганических соединений углерода в медицине.
102. Элементы группы IVA. Кремний. Отличие от углерода. Биологическая роль кремния. Химические свойства кремния. Силициды. Силаны, их свойства. галоидные соединения кремния. Тетрахлорид и тетрафторид кремния. Гидролиз. Гексафторсиликаты.
103. Кислородные соединения кремния. Оксид кремния (IV). Силикагель. Кремниевая кислота. Мета-, ортокремниевая кислоты. Силикаты, их растворимость. Гидролиз. Природные силикаты и алюмосиликаты. Цеолиты, их применение. Кремнийорганические соединения. Силиконы. Силоксаны, их свойства. Применение в медицине и фармации соединений кремния.
104. Элементы подгруппы германия. Общая характеристика. Химическая активность. соединения с галогенами.
105. Оксид свинца (IV) - окислитель. Гидроксиды. Амфотерность гидроксида. Растворимость солей олова, свинца, их окислительно- восстановительные свойства. Химизм токсического действия соединений свинца. Применение в медицине свинец содержащих препаратов.
106. Элементы группы VA. Положение в ПСЭ. Электронное строение атомов, степень окисления. Азот в природе, его активность. Химическая связь в молекуле. Физиологическое действие азота. Биологическая роль азота. Причины малой химической активности молекулярного азота. Азотистый баланс в организме человека. Соединения азота с отрицательными степенями окисления. Аммиак, реакции, свойственные аммиаку.
107. Ион аммония и его соли. Кислотные свойства. Термическое разложение солей аммония. Применение аммиака и солей аммония в медицине. Гидразин. Гидроксиламин. Азотистоводородная кислота и азиды, их ОВ свойства. Амиды. Нитриды.
108. Кислородные соединения азота в степени окисления (I), (II), (III), (IV). Оксиды. Получение. Стереохимия и природа химической связи. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов. Азотистая кислота и нитриты, их ОВ свойства (двойственность). Применение оксида азота (I) и нитрата натрия в медицине.
109. Кислородные соединения азота (V). Оксид азота (V), получение, свойства. Азотная кислота и нитрат-ион. Электронная структура, качественная реакция на нитрат-ион. Электронное строение частиц. Получение и химические свойства азотной кислоты. «Царская водка». Нитраты, их ОВ свойства. Термическое разложение нитратов. Область применения азотной кислоты.
110. Взаимодействие азотной кислоты с металлами.
111. Элементы V A группы. Фосфор в природе, его биологическая роль. Модификации фосфора, их химическая активность, применение. Соединения с отрицательной степенью окисления. Гидриды, их химические свойства. Фосфины. Получение, свойства. Галогениды фосфора (III) и фосфора (V), их гидролиз.
112. Кислородные соединения фосфора. Оксиды. Стереохимия и природа связи. Взаимодействие оксидов с водой, спиртами. Особенности строения кислородных кислот фосфора (фосфорноватистой, фосфористой, фосфорноватой), окислительно-восстановительная характеристика кислот и их солей.
113. Мета-, ортофосфорная кислота. Строение молекул. Характер диссоциации. Получение и химические свойства ортофосфорной кислоты. Дигидрофосфаты, гидрофосфаты, фосфаты. Производные фосфорной кислоты в живых организмах. Дифосфорная кислота. Изополи-, гетерополифосфорные кислоты.
114. Метафосфорные кислоты. Сравнение их со свойствами азотной кислоты. Качественная реакция на ортофосфат ион.

115. Элементы подгруппы мышьяка. Характер изменения общих свойств атомов (ЭИ, СЭ, радиусы, ЭО). Соединения элементов с отрицательными степенями окисления. Гидриды, их устойчивость. Реакция Марша. Химические свойства элементов подгруппы мышьяка. Галиды элементов подгруппы мышьяка, их свойства. Токсичность соединений мышьяка.
116. Кислородные соединения мышьяка. Оксиды. Гидроксиды. Кислотно-основные свойства соединений при переходе от низшей степени окисления к высшей. Мышьяковистая и мышьяковая кислоты. Арсениты, арсенаты. Окислительно-восстановительные реакции арсенитов и арсенатов.
117. Соли катионов сурьмы и висмута. Гидролиз. Сурьмяная кислота, ее соли. Висмутаты, их окислительные свойства. Применение соединений мышьяка, сурьмы и висмута в медицине.
118. Элементы группы VI A. Положение в ПСЭ. Электронное строение. Степени окисления. Характер изменения общих свойств свободных атомов (радиуса, ЭИ, СЭ, ОЭО) в подгруппе.
119. Кислород. Озон. Особенности строения молекулы кислорода, озона. Химическая активность молекулярного кислорода, озона. Качественная реакция обнаружения озона. Биологическая роль кислорода для организма человека. Химические основы применения озона и кислорода, а также их соединений в медицине и фармации, и в промышленности.
120. Элементы группы VI A и их соединения. Сера. Аллотропия серы. Физические и химические свойства серы. Биологическая роль серы. Применение серы и ее соединений в медицине, фармации, промышленности.
121. Соединения серы (II). Способность к образованию цепей из атомов серы. Стереохимия и природа связи. Сероводород. Получение. Кислотные и ОВ свойства. Сульфиды металлов, неметаллов, их растворимость в воде. Гидролиз.
122. Важнейшие соединения серы (IV). Политионаты. Особенности их строения. Тиосоли. Образование тиосолей. Соединения серы (IV) с хлором. Получение и свойства. Оксид серы (IV). Строение молекулы. Природа связи. Водные растворы диоксидов серы. Сульфиты. Гидросульфиты. Окислительно-восстановительные свойства сульфитов.
123. Важнейшие соединения серы (VI). Серная кислота и сульфат-ион, их стереохимия и природа связи. Серная кислота в индивидуальном состоянии и в водном растворе. Кислотные и ОВ свойства серной кислоты. Характер взаимодействия серной кислоты с неметаллами и металлами разной активности. Соли серной кислоты, применяемые в медицине.
124. Важнейшие соединения серы (VI). Гексафторид серы. Оксид серы (VI) и его химические свойства, применение. Хлористый сульфурил и хлорсульфоновая кислота. Стереохимия, природа химической связи. Химические свойства. Тиосульфаты, их получение, реакции с кислотами, окислителями, катионами-комплексообразователями.
125. Кислородные кислоты и соли серы (VI). Олеум, его состав. Серная кислота. Сульфаты, их растворимость в воде и термическая устойчивость. Моно-, дипероксосерная кислота. Стереохимия. Окислительные свойства. Пероксосульфаты и их окислительные свойства. Химические основы применения серы и ее соединений в медицине, фармации.
126. Элементы группы VII A (галогены). Положение в ПСЭ. Электронное строение. Степени окисления. Характер изменения общих свойств свободных атомов (радиуса, ЭИ, СЭ, ОЭО) в пределах подгруппы.
127. Физические и химические свойства галогенов. Особые свойства фтора. Получение хлора в лаборатории, промышленности. Содержание фтора и хлора в организме человека, их биологическая роль.
128. Важнейшие соединения галогенов. Галогеноводороды. Получение, растворимость в воде. Характер изменения кислотных и ОВ свойств. Ионные и ковалентные галиды, их отношение к действию воды, окислителей и восстановителей. Ионы галогенов как лиганды в комплексных соединениях. Взаимодействие галогенов с водой и водными растворами щелочей.
129. Кислородные кислоты хлора и их соли. Номенклатура. Стереохимия. Природа связи. Характер изменения кислотных и ОВ свойств кислородных кислот хлора в зависимости от степени окисления. Хлораты, йодаты, их свойства.

130. Хлорная известь. Стереохимия. Природа связи. Хлорноватая, бромноватая, йодноватая кислоты, их стереохимия, природа связи, характер изменения силы кислот.
131. Содержание брома и йода в организме человека. Их биологическая роль. Применение в медицине, санитарии и фармации хлорной извести, хлорной воды и др. препаратов, содержащих галогены.

VII. Химия s-элементов (ОПК-7)

132. Водород. Особенности положения в ПСЭ. Химические свойства (реакции водорода с кислородом, галогенами, активными металлами, оксидами).
133. Вода. Строение молекулы воды. Физические и химические свойства воды. Аквакомплексы и кристаллогидраты. Дистиллированная вода и апирогенная вода. Применение в медицине. Минеральные воды.
134. Пероксид водорода. Получение, строение и химические свойства. Применение в медицине и фармации. Химическая природа антисептического действия пероксида водорода.
135. Общая характеристика элементов группы IA (щелочные металлы). Положение в ПСЭ, электронное строение, физико-химические, металлические свойства. Особенности соединений лития. Характер изменения общих свойств атомов, распространенность в природе, биологическая роль.
136. Химические свойства s-элементов IA группы, их соединений. Оксиды, гидроксиды. Пероксиды, надпероксиды, их взаимодействие с водой. ОВ свойства пероксидов. Устойчивость соединений щелочных металлов, растворимость в воде. Гидратация. Гидриды и амиды щелочных металлов, их основные свойства.
137. Биологическая роль элементов IA группы в минеральном балансе организма. Ионофоры и их роль в мембранном переносе калия и натрия. Применение соединений лития и натрия, калия в медицине и фармации.
138. Общая характеристика элементов II A группы. Биологическая роль элементов II A группы. Бериллий. Амфотерность гидроксидов. Гидролиз солей.
139. Элементы II A группы. Магний. Оксид, гидроксид магния. Растворимость солей в воде. Ион магния - комплексообразователь. Хлорофилл. Диагональное сходство магния с литием, бериллия с алюминием. Его причины.
140. Элементы подгруппы кальция Физико-химические свойства элементов и важнейших соединений: оксидов, гидроксидов, пероксидов и солей. Биологическая роль кальция. Сходство ионов кальция и стронция. Изоморфное замещение. Ион кальция - комплексообразователь. Реакции с комплексонами (ЭДТА). Качественные реакции на кальций-ион.
141. Жесткость воды. Виды жесткости, единицы измерения. Соли, обуславливающие жесткость воды. Влияние жесткости воды на живые организмы и протекание реакции в водных растворах. Методы устранения жесткости воды. Химические основы применения соединений магния, кальция, бария в медицине и фармации.
142. Учение В.И.Вернадского о биосфере и биохимии. Понятие о биогенных элементах. Понятие о биогенных элементах. Микро- и макроэлементы окружающей среды и в организме человека. Человек и биосфера.

Банк профессионально-ориентированных ситуационных задач для экзамена

1. Ситуационная задача.

В баллоне емкостью 40 л при давлении 800 мм.рт.ст. находится 88 г углекислого газа.

1. Напишите формулу закона Менделеева-Клапейрона.
2. Рассчитайте значения величин в системе СИ.
3. Вычислите температуру газа в °С.

2. Ситуационная задача.

Баллон емкостью 10 л содержит 64 г кислорода.

1. Укажите значения температуры и давления при н.у.
2. Напишите формулу закона Менделеева-Клапейрона.
3. Определите давление газа (кПа) в баллоне при 25°С.

3. Ситуационная задача.

Некоторая порция кислорода содержит $6,02 \cdot 10^{21}$ молекул.

1. Напишите формулу для расчета количества вещества.
2. Определите количество вещества кислорода
3. Определите объем при (н.у.).

4. Ситуационная задача.

Из 20%-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1.14$ г/мл) необходимо приготовить 1 л раствора кислоты с $C = 0,01$ моль/л.

1. Запишите формулы для расчета массовой доли и молярной концентрации.
2. Определите массу серной кислоты.
3. Рассчитайте объем 20%-ного раствора серной кислоты.

5. Ситуационная задача.

Из 10%-ного раствора серной кислоты необходимо приготовить 1 л раствора кислоты с $C = 0,1$ моль/л.

1. Запишите формулы для расчета.
2. Определите массу серной кислоты.
3. Рассчитайте массу 10%-ного раствора серной кислоты.

6. Ситуационная задача.

В 500 мл раствора при 18°С содержится 0,0166 г хромата серебра.

1. Запишите уравнение диссоциации соли
2. Укажите формулу расчета растворимости тринарного осадка.
3. Рассчитайте произведение растворимости этой соли.

7. Ситуационная задача.

Выпадет ли осадок при смешивании равных объемов: раствора хлорида бария с молярной концентрацией $2 \cdot 10^{-5}$ моль/л и раствора серной кислоты с молярной концентрацией равной $5 \cdot 10^{-3}$ моль/л, если $IP(\text{BaSO}_4) = 1,1 \cdot 10^{-10}$.

1. Напишите уравнение реакции
2. Определите концентрации ионов после смешения растворов.
3. Рассчитайте ионное произведение.

8. Ситуационная задача.

Произведение растворимости йодида серебра при некоторой температуре составляет $1,5 \cdot 10^{-16}$. Вычислите растворимость йодида серебра в моль/л и г/л.

1. Запишите уравнение диссоциации соли

2. Укажите формулу расчета растворимости бинарного осадка.
3. Рассчитайте растворимость этой соли.

9. Ситуационная задача.

В медицине используется раствор хлорида натрия с массовой долей компонента равной 0,9%. Плотность раствора и степень электролитической диссоциации принять равным единице.

1. Дайте определение осмотическому давлению.
2. Запишите формулу закона Вант-Гоффа.
3. Рассчитайте осмотическое давление (атм) при температуре 37°C.

10. Ситуационная задача.

Необходимо приготовить 250 мл изотонического раствора глюкозы.

1. Дайте определение осмотическому давлению.
2. Запишите формулу закона Вант-Гоффа.
3. Рассчитайте массу глюкозы ($M_r=180$)

11. Ситуационная задача.

pH раствора серной кислоты составляет 2.

1. Напишите формулу pH.
2. Определите концентрацию $[H^+]$.
3. Определите молярную концентрацию кислоты в растворе.

12. Ситуационная задача.

Необходимо приготовить 1 л раствора с $C(HCl) = 0,2$ моль/л из 38%-ного раствора соляной кислоты.

1. Запишите формулы для расчета.
2. Определите массу соляной кислоты в растворе.
3. Рассчитайте массу и объем 38%-ного раствора кислоты ($\rho = 1,19$ г/мл),

13. Ситуационная задача.

pH желудочного сока в норме у человека составляет 0,9 – 2 (для расчетов принять 2). Анализ желудочного сока больного показывает значение pH=4. Во сколько раз концентрация ионов водорода в желудочном соке будет больше или меньше нормы.

1. Напишите формулу pH.
2. Определите концентрацию $[H^+]$ в обоих растворах.
3. Рассчитайте отношение концентраций и сделайте вывод.

14. Ситуационная задача.

pH водного раствора сильного основания $Ba(OH)_2$ составляет 9, (степень диссоциации 100%). Вычислите молярную концентрацию гидроксида бария в растворе.

1. Укажите взаимосвязь между pH и pOH.
2. Определите концентрацию $[OH^-]$.
3. Определите молярную концентрацию вещества в растворе.

15. Ситуационная задача.

Как изменится скорость реакции $A(g) + 2B(g) = C(g)$ при увеличении давления в системе в 2 раза и одновременном повышении температуры на 20°C, если температурный коэффициент реакции (γ) равен 2.

1. Напишите кинетическое уравнение прямой реакции.
2. Запишите формулу правила Вант-Гоффа.
3. Сделайте расчеты и сформулируйте вывод.

16. Ситуационная задача.

Необходимо разбавить водой 50 мл 36% хлороводородной кислоты ($\rho=1,18$) для получения 10%-го раствора ($\rho=1,05$)?

1. Запишите формулы массовой доли и плотности раствора.
2. Определите массу соляной кислоты в растворе.
3. Определите какой объем воды нужно добавить.

17. Ситуационная задача.

Необходимо приготовить 1 л 1 М раствора серной кислоты из 95%-ного раствора H_2SO_4 ?

1. Запишите формулы для расчета массовой доли и молярной концентрации.
2. Определите массу серной кислоты в растворе.
3. Рассчитайте массу 95%-ного раствора серной кислоты.

18. Ситуационная задача.

Определите массу глюкозы, необходимую для приготовления 500 мл изотонического раствора по закону Вант-Гоффа.

1. Запишите уравнение закона Вант-Гоффа и укажите размерность входящих в него величин.
2. Укажите осмотическое давление изотонического раствора глюкозы.
3. Рассчитайте необходимую массу глюкозы.

19. Ситуационная задача.

Определите молярную массу неэлектролита, если водный раствор, в котором его массовая доля составляет 10%, замерзает при $-1,15^{\circ}C$.

1. Запишите формулу 2 закона Рауля.
2. Укажите физический смысл криоскопической постоянной.
3. Определите молярную массу вещества.

20. Ситуационная задача.

Вычислите температуру замерзания раствора, содержащего 20 г сахара в 400 г воды.

1. Запишите математическое выражение второго закона Рауля.
2. Укажите величину криоскопической постоянной.
3. Определите температуру замерзания раствора.

21. Ситуационная задача.

Определите массу глюкозы для приготовления 2 л изотонического раствора.

1. Запишите математическое выражение закона Вант-Гоффа и укажите размерность входящих в него величин.
2. Укажите осмотическое давление растворов изотоничных плазме крови.
3. Рассчитайте необходимую массу глюкозы.

22. Ситуационная задача.

Рассчитайте pH раствора HCN ($C = 0,1$ моль/л, $K_d = 4,9 \cdot 10^{-10}$).

1. Напишите формулу расчета степени диссоциации по закону Оствальда.
2. Определите концентрацию $[H^+]$.
3. Определите водородный показатель pH.

23. Ситуационная задача.

Какой объем 10%-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1,07$ г/мл) следует взять для приготовления 1 л раствора кислоты с $C = 0,5$ моль/л.

1. Запишите формулы для расчета массовой доли и молярной концентрации.
2. Определите массу серной кислоты в исходном растворе.
3. Рассчитайте массу и объем 10%-ного раствора серной кислоты.

24. Ситуационная задача.

Вычислите pH раствора гидроксида натрия ($\omega = 0,04\%$). Плотность раствора и степень диссоциации NaOH считать равной единице.

1. Запишите формулы для расчета массовой доли и молярной концентрации.
2. Определите молярную концентрацию раствора щелочи.
3. Рассчитайте pH раствора щелочи.

25. Ситуационная задача.

Растворимость иодида свинца при 25°C равна $0,300$ г/л. Вычислить ПР этой соли. ($M_r \text{PbI}_2 = 461$).

1. Определите молярную концентрацию раствора иодида свинца.
2. Запишите формулы для расчета растворимости и ПР иодида свинца.
3. Рассчитайте ПР соли.

26. Ситуационная задача.

Произведение растворимости $\text{Cu}(\text{OH})_2 = 2,2 \cdot 10^{-20}$. Вычислить растворимость гидроксида меди в моль/л и г/л.

1. Запишите формулу для расчета растворимости тринатричного осадка.
2. Определите молярную концентрацию раствора.
3. Рассчитайте массовую концентрацию гидроксида меди в растворе.

27. Ситуационная задача.

Рассчитайте, сколько грамм 10%-ного раствора гидроксида натрия можно приготовить из 50,0 мл 50%-ного раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,25$ г/мл)?

1. Запишите формулы для расчета плотности раствора и массовой доли.
2. Определите массу гидроксида натрия в исходном растворе.
3. Рассчитайте массу 10%-ного раствора гидроксида натрия.

28. Ситуационная задача.

Рассчитайте, сколько грамм 10%-ного раствора глюкозы можно приготовить из 20,0 мл 40%-ного раствора глюкозы ($\rho = 1,15$ г/мл)?

1. Запишите формулы для расчета плотности раствора и массовой доли.
2. Рассчитайте массу глюкозы в исходном растворе.
3. Рассчитайте массу 10%-ного раствора глюкозы.

29. Ситуационная задача.

Сколько мл воды и 20%-го раствора хлорида натрия ($\rho = 1,1$ г/мл) нужно смешать для приготовления 200 мл его 5%-го раствора?

1. Определите массу хлорида натрия в полученном растворе.
2. Определите массу соли, массу и объем 20%-ного раствора соли.
3. Рассчитайте массу и объем необходимой воды.

30. Ситуационная задача.

Образуются ли осадок сульфата серебра, если к $0,02$ М раствору нитрата серебра добавить равный объем раствора серной кислоты $C(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,02$ моль/л?

1. Сформулируйте математическое условие выпадения осадка.
2. Запишите уравнения реакции выпадения осадка.
3. Рассчитайте ИП и сделайте вывод о возможности выпадения осадка.

База типовых тестовых заданий для экзамена
(полная база тестовых заданий хранится на кафедре и в центре тестирования)

1. УКАЖИТЕ ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ

ФАКТОР ЭКВИВАЛЕНТНОСТИ АЗОТА ПРИ ЕГО ОКИСЛЕНИИ ДО АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ
РАВЕН

- 1/6
- 1/10
- 1/20
- 1/2
- 1/4

2. УКАЖИТЕ НЕСКОЛЬКО ПРАВИЛЬНЫХ ОТВЕТОВ

ХИМИКИ ИСПОЛЬЗУЮТ СЛЕДУЮЩИЕ ЗАКОНЫ СОХРАНЕНИЯ

- объема
- давления
- концентрации
- количества вещества
- энтропии
- энергии
- плотности
- массы

3. УКАЖИТЕ ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ

МОЛЯРНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ РАВНА ОТНОШЕНИЮ

- объема вещества к количеству всех веществ в растворе
- количества вещества к массе раствора
- количества вещества к объему раствора
- массы вещества к количеству всех веществ в растворе

4. ВПИШИТЕ ЦИФРАМИ ЦЕЛОЕ ЧИСЛО

РАССЧИТАЙТЕ МАССУ NaCl (г) ДЛЯ ПРИГОТОВЛЕНИЯ 1 КГ ИЗОТОНИЧЕСКОГО
РАСТВОРА _____

5. УКАЖИТЕ ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ

ЭНТРОПИЯ УВЕЛИЧИВАЕТСЯ В СЛЕДУЮЩЕМ ПРОЦЕССЕ

- $\text{CaO}_{(тв)} + \text{CO}_{2(г)} = \text{CaCO}_{3(тв)}$
- $\text{N}_{2(г)} + 3\text{H}_{2(г)} = 2\text{NH}_{3(г)}$
- $2\text{SO}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{SO}_{3(г)}$
- $\text{Pb}_{(тв)} + \text{PbO}_{2(тв)} = 2\text{PbO}_{(тв)}$
- $\text{Sb}_2\text{O}_{4(тв)} + 4\text{C}_{(тв)} = 2\text{Sb}_{(тв)} + 4\text{CO}_{(г)}$

6. УКАЖИТЕ ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ

ЗАКОНЧИТЕ УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ $\text{Be} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} =$

- $\text{Na}_2\text{BeO}_2 + \text{H}_2$
- $\text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$
- $\text{Be} + \text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2$
- $\text{Na} + \text{Be}(\text{OH})_2$
- $\text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\text{O}$

7. УКАЖИТЕ ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ

ОСНОВНЫМ НЕОРГАНИЧЕСКИМ СОЕДИНЕНИЕМ КАЛЬЦИЯ В ОРГАНИЗМЕ ЯВЛЯЕТСЯ

- CaCO_3
- $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
- $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
- $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$
- $\text{Ca}(\text{OH})_2$

8. ВЫБЕРИТЕ НА ИЛЛЮСТРАЦИИ НЕСКОЛЬКО ОБЪЕКТОВ

УКАЖИТЕ НА ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ S-ЭЛЕМЕНТЫ

1 1A										18 8A									
1 H 1.00794	2 2A										13 B 10.811	14 C 12.011	15 N 14.0067	16 O 15.9994	17 F 18.9984	18 Ne 20.1797			
3 Li 6.941	4 Be 9.01218											13 Al 26.9815	14 Si 28.0855	15 P 30.9738	16 S 32.066	17 Cl 35.4527	18 Ar 39.948		
11 Na 22.9898	12 Mg 24.3050	3 B	4 C	5 N	6 O	7 F	8 Ne		9 Na	10 Mg	11 Al	12 Si	13 P	14 S	15 Cl	16 Ar			
19 K 39.0983	20 Ca 40.078	21 Sc 44.9559	22 Ti 47.88	23 V 50.9415	24 Cr 51.9961	25 Mn 54.9381	26 Fe 55.847	27 Co 58.9332	28 Ni 58.693	29 Cu 63.546	30 Zn 65.39	31 Ga 69.723	32 Ge 72.61	33 As 74.9216	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80		
37 Rb 85.4678	38 Sr 87.62	39 Y 88.9059	40 Zr 91.224	41 Nb 92.9064	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.906	46 Pd 106.42	47 Ag 107.868	48 Cd 112.411	49 In 114.818	50 Sn 118.710	51 Sb 121.757	52 Te 127.60	53 I 126.904	54 Xe 131.29		
55 Cs 132.905	56 Ba 137.327	57 *La 138.906	72 Hf 178.49	73 Ta 180.948	74 W 183.84	75 Re 186.207	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.967	80 Hg 200.59	81 Tl 204.383	82 Pb 207.2	83 Bi 208.980	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)		
87 Fr (223)	88 Ra 226.025	89 †Ac 227.028	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (263)	107 Bh (262)	108 Hs (265)	109 Mt (266)	110 (269)	111 (272)	112 (272)	114 (287)	116 (289)	118 (293)					
*Lanthanide series			58 Ce 140.115	59 Pr 140.908	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.965	64 Gd 157.25	65 Tb 158.925	66 Dy 162.50	67 Ho 164.930	68 Er 167.26	69 Tm 168.934	70 Yb 173.04	71 Lu 174.967			
†Actinide series			90 Th 232.038	91 Pa 231.036	92 U 238.029	93 Np 237.048	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (260)			

9. УКАЖИТЕ ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ

ЗАКОНЧИТЕ УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ $KI + H_2SO_4 + KNO_2 =$

- () $I_2 + K_2SO_4 + NO + H_2O$
- () $I_2 + K_2SO_4 + NO_2 + H_2O$
- () $N_2 + K_2SO_4 + KIO_3 + H_2O$
- () $I_2 + K_2SO_4 + KNO_3 + H_2O$
- () $KI_3 + K_2SO_4 + KNO_3 + H_2O$

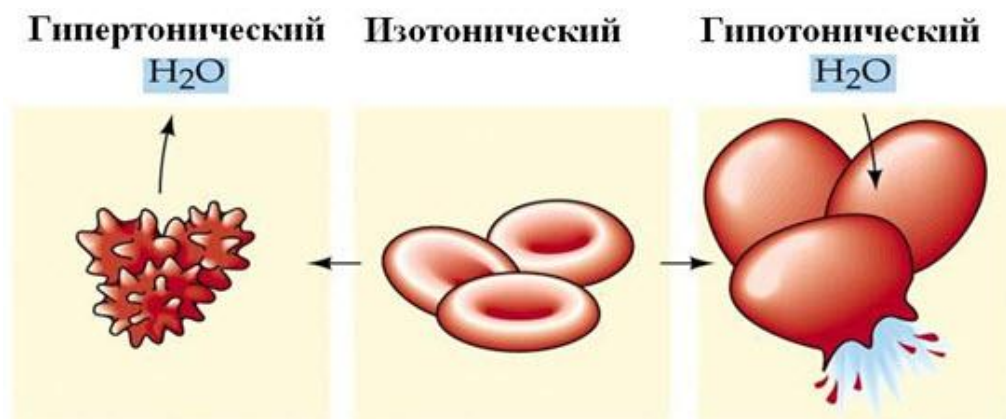
10. РАСПОЛОЖИТЕ В ПРАВИЛЬНОЙ (сверху вниз в убывающей)

ПОСЛЕДОВАТЕЛЬНОСТИ КИСЛОТЫ В СООТВЕТСТВИИ С ИХ СИЛОЙ

	$HClO_2$
	$HClO$
	$HClO_4$
	$HClO_3$

11. ВЫБЕРИТЕ НА ИЛЛЮСТРАЦИИ ТРЕБУЕМЫЙ ОБЪЕКТ

УКАЖИТЕ ПРОЦЕСС ГЕМОЛИЗА



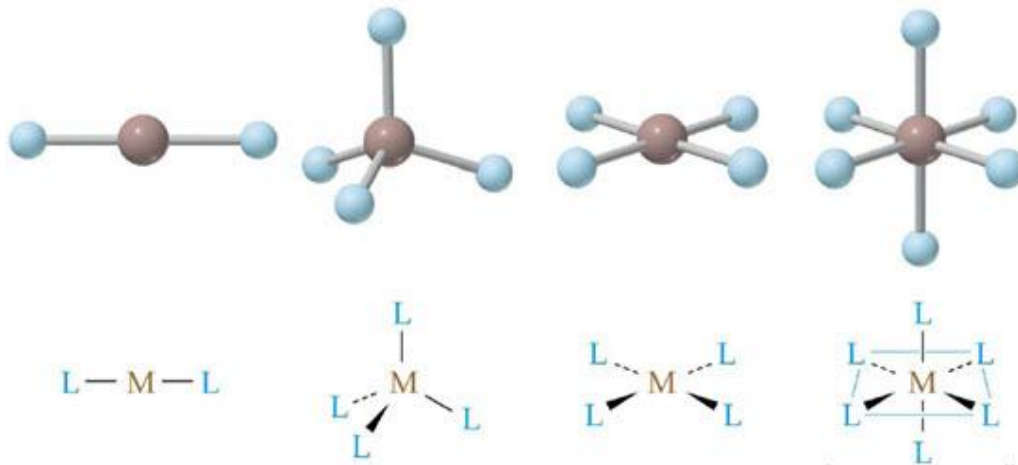
12. УКАЖИТЕ ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ

НАЗВАНИЕ КОМПЛЕКСА $[Pt(NH_3)_4Cl_2]Cl_2$

- () хлорид тетраамминдихлороплатины (IV)
- () дихлорид тетраамминдихлороплатины (IV)
- () дихлорид дихлоротетраамминплатины (IV)
- () хлорид дихлоротетраамминплатинат (II)
- () хлорид дихлоротетраамминплатины (II)

13. ВЫБЕРИТЕ НА ИЛЛЮСТРАЦИИ ТРЕБУЕМЫЙ ОБЪЕКТ

ОБОЗНАЧЬТЕ dsp^2 ГИБРИДИЗАЦИЮ КОМПЛЕКСООБРАЗОВАТЕЛЯ



14. УСТАНОВИТЕ СООТВЕТСТВИЯ

МЕЖДУ ТИПОМ ГИБРИДИЗАЦИИ И СТРОЕНИЕМ ЧАСТИЦЫ

sp	октаэдр
sp^3d^2	треугольник
sp^2	линейная

15. УКАЖИТЕ ПРАВИЛЬНЫЕ ОТВЕТЫ

ОБРАЗОВАНИЕ МЕЖМОЛЕКУЛЯРНОЙ ВОДОРОДНОЙ СВЯЗИ
ХАРАКТЕРНО ДЛЯ

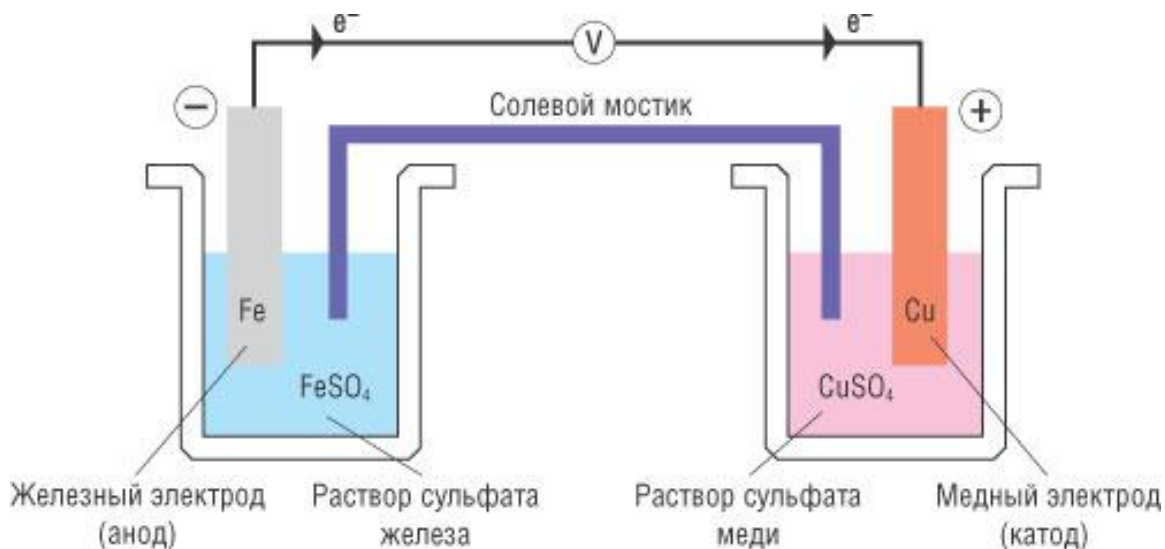
- бензола
- фтороводорода
- метана
- хлороводорода
- аммиака
- сероводорода
- ацетилен

16. УСТАНОВИТЕ СООТВЕТСТВИЯ

ЧАСТИЦА	ОВ РОЛЬ
хромат анион	двойственные ОВ свойства
катион марганца (II)	восстановитель
пероксид водорода	окислитель

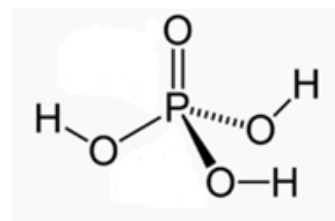
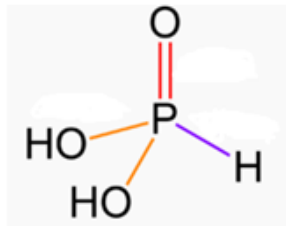
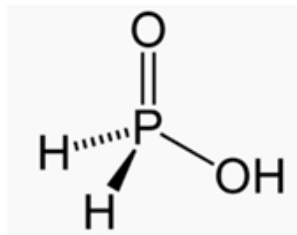
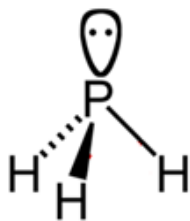
17. ВЫБЕРИТЕ ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ ИЗ СПИСКА

НА КАТОДЕ ИДЕТ ПРОЦЕСС _____



18. ВЫБЕРИТЕ НА ИЛЛЮСТРАЦИИ ОБЪЕКТ

УКАЖИТЕ МОЛЕКУЛУ ФОСФИНА



19. УКАЖИТЕ СООТВЕТСТВИЕ

СРЕДА ПРОЦЕССА ОКИСЛЕНИЯ Mn(II)

ПРОДУКТ ОКИСЛЕНИЯ

нейтральная	MnO_4^-
кислая	MnO_2
щелочная	MnO_4^{2-}

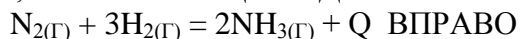
20. УКАЖИТЕ ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ

ИЗМЕНЕНИЕ ЭНЕРГИИ ГИББСА МОЖЕТ БЫТЬ РАССЧИТАНА ПО ФОРМУЛЕ

- () $G = U + TS$
- () $G = U - TS$
- () $\Delta G = \Delta H - \Delta TS$
- () $G = H + TS$
- () $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

21. УКАЖИТЕ ПРАВИЛЬНЫЕ ОТВЕТЫ

ВЫБЕРИТЕ УСЛОВИЯ, ПОЗВОЛЯЮЩИЕ СДВИНУТЬ РАВНОВЕСИЕ РЕАКЦИИ



-] добавить катализатор
-] увеличить концентрацию аммиака
-] уменьшить концентрацию водорода
-] увеличить давление
-] увеличить температуру
-] уменьшить температуру
-] уменьшить давление
-] уменьшить концентрацию азота

22. ВЫБЕРИТЕ ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ

НАИБОЛЕЕ УСТОЙЧИВЫЕ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

	+1	+2	+3
медь	()	()	()
серебро	()	()	()
золото	()	()	()

23. УКАЖИТЕ ПРАВИЛЬНЫЕ ОТВЕТЫ

ДВОЙСТВЕННЫМИ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫМИ СВОЙСТВАМИ
ОБЛАДАЮТ ИОНЫ

-] сульфид
-] нитрат
-] сульфит
-] нитрид
-] бромид
-] хлорид
-] нитрит
-] сульфат

24. УКАЖИТЕ ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ

АЦИДОЗ НАБЛЮДАЕТСЯ, ЕСЛИ pH КРОВИ:

- () 7,45 - 7,60
- () 7,60 - 7,80
- () 7,35 - 7,45
- () 7,20 - 7,35
- () 7,50 - 7,65

25. УСТАНОВИТЕ СООТВЕТСТВИЕ

РАСТВОР СОЛИ

ТИП ГИДРОЛИЗА

бромид калия		по аниону
нитрат цинка		по катиону и аниону
силикат натрия		по катиону
сульфид алюминия		не подвергается гидролизу

26. УКАЖИТЕ ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ

ЗНАЧЕНИЕ PR ДЛЯ НАИБОЛЕЕ РАСТВОРИМОЙ БИНАРНОЙ СОЛИ ЯВЛЯЕТСЯ
(УКАЗАНО ЗНАЧЕНИЕ PR)

- 5×10^{-12}
- 1×10^{-10}
- 3×10^{-32}
- 8×10^{-16}

27. ВЫБЕРИТЕ ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ В ОКНЕ

РАСТВОРИМОСТЬ ХЛОРИДА СЕРЕБРА В ПРИСУТСТВИИ ХЛОРИДА НАТРИЯ
_____ .

28. УКАЖИТЕ ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ

ПРОДУКТАМИ РЕАКЦИИ $KMnO_4 + K_2SO_3 + H_2SO_4 =$

ЯВЛЯЮТСЯ

- $MnO + K_2SO_4 + H_2O$
- $MnO_2 + K_2SO_4 + H_2O$
- $MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
- $K_2MnO_4 + K_2SO_4 + H_2O$

29. УКАЖИТЕ НЕСКОЛЬКО ПРАВИЛЬНЫХ ОТВЕТОВ

ЖИДКИМИ РАСТВОРАМИ ЯВЛЯЮТСЯ

- жидкий натрий
- силикагель
- жидкий бром
- хлороформ
- пропанол
- бензол
- соляная кислота
- формалин

30. УКАЖИТЕ НЕСКОЛЬКО ПРАВИЛЬНЫХ ОТВЕТОВ

ОТКРЫТЫМИ СИСТЕМАМИ ЯВЛЯЮТСЯ

- космический спутник
- автоклав
- человек
- ампула с раствором
- компьютер
- керосиновая лампа
- грелка с горячей водой
- сосуд Дьюара (термос)