Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Максимов Алексей Борисович
Должность: директор департамента по образовательной политике
Дата подписания: 22.09.2023 10:54:34
Уникальный программный ключ:
8db180d1a3f02ac9e60521a5672742735c18b1d6

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего образования
«МОСКОВСКИЙ ПОЛИТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

УТВЕРЖДАЮ
декан факультета
химической технологии
и биотехнологии
_____/ Ю.В. Данильчук /
«25» _____августа_____2022 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

«Химические основы технологических процессов»

Направление подготовки
15.03.05 Конструкторско-технологическое обеспечение машиностроительных производств

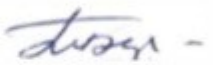
Профиль подготовки
«Автоматизированное проектирование технологических процессов и производств»

Квалификация (степень) выпускника
Бакалавр

Форма обучения
Очная

Москва 2022 г.

Разработчик(и):

доцент каф. «Аппаратурное оформление и автоматизация технологических производств имени профессора М. Б. Генералова»,
к.т.н., доцент  /М.Г.Берингартен/

Согласовано:
И. о. зав. кафедрой «Аппаратурное оформление и автоматизация технологических производств имени профессора М. Б. Генералова»,

к.т.н., доцент  /А. С. Соколов/

1. Цели освоения дисциплины.

К **основным целям** освоения дисциплины «Химические основы технологических процессов» следует отнести:

- подготовка студента к деятельности в соответствии с квалификационной характеристикой бакалавра по направлению;
- формирование общетехнических знаний и умений по данному направлению;
- целенаправленное применение базовых знаний в области общей и неорганической химии в профессиональной деятельности.

К **основным задачам** освоения дисциплины «Химические основы технологических процессов» следует отнести:

- развитие практических навыков по вопросам, связанным с применением основных химических законов, закономерностей протекания химических реакций;
- формирование навыков исследования химического воздействия на промышленные объекты.

2. Место дисциплины в структуре ООП бакалавриата.

Дисциплина «Химические основы технологических процессов» относится к числу базовых учебных дисциплин части математических и естественнонаучных дисциплин ООП бакалавриата. Освоение этой дисциплины дает знания, позволяющие оптимизировать условия проведения химических реакций и химико-технологических процессов, оптимизировать подбор реагентов и растворителей, оценить возможности разделения смесей веществ для получения требуемых результатов. Этим обусловлена важнейшая роль химии в общетехнической подготовке бакалавров различного профиля.

Дисциплина «Химические основы технологических процессов» взаимосвязана логически и содержательно-методически со следующими дисциплинами и практиками ООП:

В базовой части Блока 1 «Дисциплины (модули)»:

- Физика;
- Материаловедение;
- Безопасность жизнедеятельности;
- Экология.

В вариативной части Блока 1 «Дисциплины (модули)»:

- Общая химическая технология;
- Химическое сопротивления материалов и защита от коррозии.

3. Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине, соотнесенные с планируемыми результатами освоения образовательной программы.

В результате освоения дисциплины у обучающихся формируются следующие компетенции и должны быть достигнуты следующие результаты обучения как этап формирования соответствующих компетенций:

Код компе-	**В результате освоения образо-**	**Перечень планируемых результатов обучения**

тенции	вательной программы обучающийся должен обладать	по дисциплине
ОПК - 5	Способен использовать основные закономерности, действующие в процессе изготовления машиностроительных изделий требуемого качества, заданного количества при наименьших затратах общественного труда	ИОПК-5.1. Знает основные закономерности, действующие в процессе изготовления машиностроительных изделий требуемого качества, заданного количества при наименьших затратах общественного труда ИОПК-5.2. Использует основные закономерности, действующие в процессе изготовления машиностроительных изделий требуемого качества, заданного количества при наименьших затратах общественного труда ИОПК-5.3. Владеет навыками изготовления машиностроительных изделий требуемого качества, заданного количества при наименьших затратах общественного труда

4. Структура и содержание дисциплины

Общая трудоемкость дисциплины составляет 2 зачетных единиц (72 академических часа, из них 36 часов – самостоятельная работа студентов) в течение первого и второго семестров. Структура и содержание дисциплины «Химические основы технологических процессов» по срокам и видам работы отражены в Приложении 1.

Содержание разделов дисциплин.

РАЗДЕЛ 1. ОБЩАЯ ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Тема 1. Основные законы химии

Закон сохранения материи, закон постоянства состава, закон эквивалентов. Газовые законы. Закон Авогадро, Число Авогадро, Единицы измерения атомных и молекулярных масс. Применение основных законов химии к количественным расчетам по уравнениям реакции.

Основные классы неорганических соединений: оксиды, основания, кислоты и соли. Основы номенклатуры химических соединений.

Некоторые методы их получения, особенности химических свойств.

Тема 2. Строение электронной оболочки атома. Периодический закон Д.М. Менделеева

Строение атома по Бору. Корпускулярно-волновые свойства материи. Уравнение Планка. Принцип неопределенности. Уравнение Шредингера и волновые функции электронов.

Квантовые числа. Главное квантовое число. Энергетические уровни. Основное и возбужденное состояние атома. Орбитальное квантовое число. Энергетические подуровни. Форма атомных орбиталей. Магнитное квантовое число. Атомные орбитали. Ориентация атомных орбиталей в пространстве. Спин электрона. Спиновое квантовое число.

Правило Паули. Максимальное количество электронов на энергетическом уровне, подуровне и атомной орбитали. Порядок заполнения энергетических уровней и подуровней в многоэлектронных атомах. Правило Гунда. s-, p-, d- и f- элементы. Их расположение в периодической системе Д.И. Менделеева.

Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева. Периоды и группы. Строение периодической системы и строение электронной оболочки атома. Электронные аналоги. Валентные электроны у s-, p-,d- и f- элементов. Атомные параметры. Атомные и ионные радиусы. Энергия ионизации (ионизационный потенциал). Сродство к

электрону. Электроотрицательность. Периодичность в изменении атомных параметров и химических свойств элементов.

Тема 3. Химическая связь и строение вещества

Типы химической связи. Ковалентная химическая связь. Общая электронная пара. Правило октета. Метод валентных схем (ВС). Энергетическая диаграмма образования молекулы водорода. Перекрывание электронных облаков. Длина связи. Свойства ковалентной связи: насыщаемость, направленность и полярность. Дипольный момент связи. Дипольный момент молекулы. Ионная связь, как предельный случай полярной ковалентной связи. Атомные и ионные радиусы. Структура молекулы и ее зависимость от строения внешнего электронного уровня атомов. Направленность ковалентной связи. Валентные углы. Гибридизация связей. Гибридизация атомных орбиталей центрального атома типа sp, sp^2, sp^3 и структура молекул Ax_2, Ax_3, Ax_4.

Кратные связи; σ- и π- связи. Донорно-акцепторная связь. Водородная связь. Особенности металлической связи.

Тема 4. ТермоОбщая и неорганическая химия. Основы химической термодинамики.

Энергетические эффекты процессов. Системы, состояния и функции состояния. Термодинамические параметры. Внутренняя энергия, работа, тепловой эффект химической реакции. Первый закон термодинамики. Энтальпия. Стандартная энтальпия образования сложного вещества.

Закон Гесса и следствия из него. Применение их для расчета энтальпий химических реакций и фазовых превращений.

Тема 5. Химическая кинетика и равновесие. Катализ.

Скорость химической реакции. Система, фаза, компонент. Системы гомогенные и гетерогенные. Гомогенные реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Влияние давления на скорость газовых реакций. Закон действия масс. Стадии, определяющие скорость процесса. Влияние температуры на скорость реакции. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Температурный коэффициент скорости реакции Вант-Гоффа.

Гетерогенные реакции. Зависимость скорости гетерогенные реакции. Зависимость скорости гетерогенной реакции от концентрации реагирующих веществ. Влияние поверхности раздела фаз и диффузия.

Катализ гомогенный и гетерогенный. Механизм действия катализаторов. Ингибиторы. Цепные и фотохимические реакции. Реакции обратимые и необратимые.

Химическое равновесие в гомогенных и гетерогенных реакциях. Константа равновесия. Условия смещения равновесия. Принцип Ле- Шателье.

Тема 6. Растворы. Электролитическая диссоциация

Общая характеристика и классификация растворов. Роль растворов в природе и технике. Вода и водные растворы, неводные растворы. Определение идеального раствора.

Состав растворов. Способы выражения состава растворов. Растворимость. Растворы ненасыщенные, насыщенные и перенасыщенные. Влияние температуры на растворимость твердого вещества и жидкости. Сольватация и гидратация. Энтальпия растворения.

Электролитическая диссоциация. Растворы электролитов. Теория гидратации в процессах электролитической диссоциации. Степень электролитической диссоциации и ее зависимость от различных факторов. Сильные и слабые электролиты. Константа электролитической диссоциации слабых электролитов. Закон разведения (разбавления) Оствальда. Сильные электролиты. Кажущаяся степень диссоциации. Понятие об активности; коэффициент активности. Кислоты, основания и соли с точки зрения электролитической теории растворов. Амфотерность.

Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Концентрация протонов и ионов гидроксила в нейтральных, кислых и щелочных растворах. Водородный показатель pH. Кислотно-основные индикаторы, pH-метры.

Реакции ионного обмена. Гидролиз.

Ионно-обменные реакции с образованием малорастворимого вещества, слабого электролита. Произведение растворимости.

Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Ступенчатый гидролиз. Влияние температуры и концентрации на степень гидролиза. Изменение pH раствора при гидролизе.

Тема 7. Окислительно-восстановительные реакции

Понятие о реакциях окисления-восстановления. Степень окисления. Окислительно-восстановительные свойства простых и сложных веществ. Важнейшие окислители и восстановители. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Типы окислительно-восстановительных реакций. Зависимость состава продуктов окисления и восстановления от условий проведения реакции.

Электрохимические процессы

Взаимосвязь между электрохимическими и окислительно-восстановительными процессами. Гальванический элемент, гальваническая пара. Химические источники тока. Гальванические элементы и аккумуляторы. Топливные элементы.

Электролиз. Законы Фарадея. Последовательность восстановления катионов и окисление анионов при сложном составе электролита. Электролиз с растворимым анодом. Применение электролиза. Стандартный электродный потенциал. Водородный электрод. Ряд напряжений. Э.Д.С. гальванического элемента. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы и применение их для определения возможности протекания окислительно-восстановительных реакций.

Тема 8. Комплексные соединения

Основные положения координационной теории строения комплексных соединений. Химическая связь в комплектных соединениях. Доноры и акцепторы электронов. Зависимость координационных свойств центрального атома от строения его электронной оболочки. Лиганды. Координационное число. Номенклатура комплексных соединений. Электролитические свойства комплексных соединений. Диссоциация комплексных ионов. Константа нестойкости.

Тема 9. Общие свойства металлов. Сплавы

Относительная распространенность металлов в природе и важнейшие виды руд. Основные методы получения металлов из руд: гидрометаллургические, пирометаллургические и электрометаллургические.

Особенности строения и физических свойств металлических материалов.

Химические свойства металлов. Взаимодействие металлов с неметаллами, водой, растворами кислот и щелочей. Химические свойства оксидов и гидроксидов металлов.

РАЗДЕЛ 2. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Тема.1. Первая группа Периодической системы

Щелочные металлы (IA группа)

Строение электронной оболочки атомов. Получение щелочных металлов и их применение.

Особенности физических свойств. Общая характеристика химических свойств. Взаимодействие с кислородом (оксиды, пероксиды), с водородом и другими неметаллами, с водой и растворами кислот. Гидроксиды, их свойства. Гидроксид натрия, методы его получения. Карбонат натрия, аммиачно-хлоридный способ получения. Карбонат калия. Применение соединений щелочных металлов. Калийные удобрения.

Медь, серебро, золото (IB группа)

Строение электронной оболочки атомов. Получение металлов из руд.

Особенности физических свойств. Химические свойства: отношение к кислороду, воде и растворам кислот. Оксиды и Гидроксиды и их свойства. Комплексные соединения. Важнейшие соли: медный купорос, галогениды серебра.

Тема 2. Вторая группа Периодической системы

Бериллий, магний и щелочноземельные элементы (IIA группа)

Строение электронной оболочки атомов. Получение металлов и их применение.

Гибридизация типа *sp*. Особенности физических свойств металлов ПА группы. Общая характеристика химических свойств. Взаимодействие с кислородом, водородом, азотом и другими неметаллами. Взаимодействие с водой, растворами кислот и щелочей. Оксиды и Гидроксиды и их получение. Известь гашеная и негашеная. Огнеупоры. Амфотерность оксида и гидроксида бериллия. Соли: хлориды, карбонаты, сульфаты. Гипс. Сплавы бериллия и магния. Жесткость воды и методы ее устранения.

Цинк, кадмий, ртуть (IIB группа)

Строение электронной оболочки атомов. Получение металлов и их применение.

Физические и химические свойства. Отношение металлов к кислороду, воде, растворам кислот и щелочей. Оксиды и Гидроксиды. Соли: хлориды, сульфиды, сульфаты. Комплексные соединения. Сплавы цинка. Амальгамы. Цинкование и кадмирование. Токсичность ртути.

Тема 3. Третья группа Периодической системы
Бор, алюминий, галлий, индий, таллий (ША группа)

Строение электронной оболочки атомов. Гибридизация sp^2. Общие закономерности изменения физических и химических свойств.

Бор. Получение бора. Оксид бора, борные кислоты и их соли. Бура. Бориды и бороводороды. Применение бора и его соединений».

Алюминий. Получение металлического алюминия. Химические свойства: взаимодействие с кислородом, водой, растворами кислот и щелочей. Алюминотермия. Термит. Оксид и гидроксид алюминия. Корунд. Соли алюминия. Квасцы. Каолин, глина и бокситы. Применение алюминия и его сплавов в технике.

Тема 4. Четвертая группа Периодической системы
Углерод, кремний, германий, олово, свинец (IVA группа)

Строение электронной оболочки атомов. Гибридизация типа sp^3. Общие закономерности изменения химических свойств в ряду углерод – свинец.

Углерод. Углерод в природе. Аллотропические модификации углерода. Искусственные алмазы. Применение графита и активированного угля. Химические свойства углерода. Оксиды углерода, их свойства и применение. Угольная кислота и ее соли. Углеводороды: метан, этилен, ацетилен. Карбиды металлов, их свойства и применение.

Кремний. Кремний в природе. Естественные и искусственные силикаты. Получение кремния. Диоксид кремния. Кварц и кварцевое стекло. Кремневая кислота и ее соли. Растворимое стекло. Стекло, керамика, фарфор, цемент. Силициды металлов. Соединения кремния с водородом.

Германий, олово и свинец. Получение металлов из природных соединений. Химические свойства. Взаимодействие германия, олова и свинца с кислородом, водой, растворами кислот и щелочей. Амфотерность оксидов и гидроксидов. Окислительно-восстановительные свойства соединений олова и свинца. Соли олова и свинца.

Титан, цирконий, гафний (IVB группа)

Строение электронной оболочки атомов. Физические свойства титана. Применение титана и его сплавов. Природные соединения и получение титана. Химические свойства. Взаимодействие с неметаллами (кислородом, водородом, азотом и др.). Диоксид титана. Взаимодействие титана с водой, растворами кислот и щелочей. Химический характер оксидов и гидроксидов.

Тема 5. Пятая группа Периодической системы
Азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут (VA группа)

Строение электронной оболочки атомов. Окислительно-восстановительные свойства элементов VA группы. Физические свойства. Аллотропические модификации фосфора. Методы получения азота и фосфора из природных источников и их применение в технике.

Азот. Строение молекулы. Химическая инертность азота. Взаимодействие азота с металлами. Нитриды и их применение. Аммиак. Физические свойства. Строение молекулы

аммиака. Аммиак как лиганд в комплексных соединениях. Водный раствор аммиака. Соли аммония. Аммиакаты. Синтез аммиака из элементов - выбор условий. Окисление аммиака. Оксиды азота, их получение и свойства. Взаимодействие с водой и растворами щелочей. Азотная и азотистая кислоты. Синтез азотной кислоты. Ее химические свойства. Взаимодействие металлов и неметаллов с азотной кислотой. Соли азотной кислоты и их применение. Азотные удобрения.

Фосфор. Химические свойства фосфора. Оксиды фосфора. Кислотные свойства оксидов. Взаимодействие оксида фосфора (V) с водой. Фосфорные кислоты. Соли ортофосфорной кислоты и их гидролиз. Фосфорные удобрения и их получение.

Тема 6. Шестая группа Периодической системы

Кислород, сера, селен, теллур, полоний (VIA группа).

Строение электронной оболочки атомов. Изменение окислительных и восстановительных свойств в ряду кислород-теллур. Физические свойства. Аллотропия серы. Получение кислорода и серы из природных источников и области их применения.

Кислород. Строение молекулы. Взаимодействие кислорода с металлами и неметаллами. Озон. Получение и окислительные свойства озона. Вода. Строение молекулы. Свойства воды. Пероксид водорода. Электролитические свойства. Пероксиды. Окислительно-восстановительные свойства пероксидов.

Сера. Взаимодействие с металлами и неметаллами. Сероводород. Электролитические свойства сероводородной кислоты. Сульфиды. Оксиды серы, их получение, физические и химические свойства. Диоксид серы и сернистая кислота. Электролитические свойства сернистой кислоты и гидролиз ее солей. Окислительно-восстановительные свойства соединений серы (IV). Оксид серы (VI) и серная кислота. Получение серной кислоты и ее применение. Олеум. Взаимодействие серной кислоты с металлами. Сульфаты. Пиросерная кислота, ее свойства.

Хром, молибден, вольфрам (VIB группа)

Строение электронной оболочки атомов. Характерные степени окисления. Физические свойства и применение. Легированные стали.

Хром. Получение хрома. Оксид и гидроксид хрома (III). Их амфотерность. Применение оксида хрома (III). Окисление соединений хрома (III). Соединения хрома (VI): оксид хрома (VI), хромовая и двухромовая кислоты и их соли. Взаимное превращение хроматов и дихроматов. Окислительные свойства дихроматов.

Тема 7. Седьмая группа Периодической системы

Водород

Строение атома и молекулы. Физические свойства. Растворимость водорода в металлах. Природные соединения и получение водорода. Изотопы водорода. Химические свойства водорода. Взаимодействие водорода с металлами. Гидриды. Соединения водорода с неметаллами.

Фтор, хлор, бром, йод, астат (VIIA группа)

Строение электронной оболочки атомов. Окислительные свойства галогенов. Степени окисления. Строение молекул. Физические свойства. Получение галогенов в свободном виде и их применение. Химические свойства галогенов. Взаимодействие их с металлами и неметаллами. Водородные соединения галогенов: получение, физические свойства. Электролитические свойства галогеноводородных кислот. Плавиковая кислота. Получение. Соли плавиковой кислоты: фториды и гидрофториды. Взаимодействие плавиковой кислоты с диоксидом кремния и стеклом. Соляная кислота. Получение и свойства. Соли. Восстановительные свойства галогенид-ионов в ряду: фторид-йодид.

Кислородные соединения галогенов. Соединения фтора с кислородом. Взаимодействие галогенов с водой и растворами щелочей. Кислородсодержащие кислоты хлора и их соли. Получение солей. Гипохлориты, хлорная известь, бертолетова соль, перхлорат аммония. Получение кислот. Устойчивость, электролитические и окислительные

свойства кислот в ряду: хлорноватистая, хлористая, хлорноватая и хлорная кислоты. Оксиды хлора. Окислительные свойства кислородсодержащих соединений галогенов.

Соединения галогенов с неметаллами. Необратимый гидролиз галогенангидридов кислот.

Марганец, технеций, рений (VIIB группа)

Строение электронной оболочки атомов.

Марганец. Природные соединения и получение марганца. Возможные степени окисления. Особенности физических и химических свойств. Применение. Легирование сталей. Взаимодействие марганца с неметаллами (кислородом, серой, фосфором), водой и растворами кислот. Оксиды и гидроксиды марганца, их электролитические свойства. Диоксид марганца. Оксид марганца (VII), марганцевая кислота и ее соли. Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца в разных степенях окисления. Перманганат калия как окислитель.

Тема 8. Восьмая группа Периодической системы

Гелий, неон, аргон, криптон, ксенон, радон (VIIIA группа)

Строение электронной оболочки атомов. Физические свойства. Нахождение в природе и применение благородных газов в технике. Соединения ксенона с фтором и кислородом. Их получение и свойства.

Железо, кобальт, никель, платиновые металлы (VIIIB группа)

Строение электронной оболочки атомов.

Железо, кобальт, никель. Степени окисления. Получение и применение. Доменный процесс. Взаимодействие металлов с кислородом, водой, кислотами. Оксиды и Гидроксиды. Окислительно-восстановительные свойства соединений металлов со степенью окисления II и III. Ферриты и ферраты. Комплексные соединения.

Платина. Физические и химические свойства. Каталитические свойства платины. Отношение к кислотам. Свойства оксидов и гидроксидов. Комплексные соединения. Получение и применение платины.

5. Образовательные технологии.

Методика преподавания дисциплины «Химические основы технологических процессов» и реализация компетентностного подхода в изложении и восприятии материала предусматривает использование следующих активных и интерактивных форм проведения групповых, индивидуальных, аудиторных занятий в сочетании с внеаудиторной работой с целью формирования и развития профессиональных навыков обучающихся:

– подготовка к выполнению лабораторных работ в лабораториях вуза;

– организация и проведение текущего контроля знаний студентов в форме бланкового тестирования;

– проведение интерактивных занятий по процедуре подготовки к интернет-тестированию на сайтах: i-exam.ru, fepo.ru;

– использование интерактивных форм текущего контроля в форме аудиторного и внеаудиторного интернет-тестирования;

– проведение контрольных работ.

Удельный вес занятий, проводимых в интерактивных формах, определен главной целью образовательной программы, особенностью контингента обучающихся и содержанием дисциплины «Химические основы технологических процессов» и в целом по дисциплине составляет 50% аудиторных занятий. Занятия лекционного типа составляют 33% от объема аудиторных занятий.

6. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины и учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов.

Текущий контроль успеваемости проводятся по следующим критериям:

- активное участие в обсуждении результатов лабораторной работы, работа у доски;
- защита лабораторных работ;
- защита результатов выполнения заданий домашних контрольных работ;
- выполнение контрольных работ.

Образцы домашних контрольных работ, тестовых заданий, контрольных работ для текущего контроля, вопросов для подготовки к экзамену, экзаменационных билетов, приведены в Приложении 3.

Промежуточная аттестация в форме экзамена проводится в соответствии с бально-рейтинговой системой, представленной в Приложении 2.

6.1. Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации обучающихся по дисциплине (модулю).

6.1.1. Перечень компетенций с указанием этапов их формирования в процессе освоения образовательной программы.

В результате освоения дисциплины формируются следующие компетенции:

Код компетенции	**В результате освоения образовательной программы обучающийся должен обладать**
ОПК-5	Способен использовать основные закономерности, действующие в процессе изготовления машиностроительных изделий требуемого качества, заданного количества при наименьших затратах общественного труда

В процессе освоения образовательной программы данные компетенции, в том числе их отдельные компоненты, формируются поэтапно в ходе освоения обучающимися дисциплин (модулей), практик в соответствии с учебным планом и календарным графиком учебного процесса.

6.1.2. Описание показателей и критериев оценивания компетенций, формируемых по итогам освоения дисциплины (модуля), описание шкал оценивания.

Показателем оценивания компетенций на различных этапах их формирования является достижение обучающимися планируемых результатов обучения по дисциплине (модулю).

ОПК-5 Способен использовать основные закономерности, действующие в процессе изготовления машиностроительных изделий требуемого качества, заданного количества при наименьших затратах общественного труда		
Показатель	**Критерии оценивания**	
	Не зачет	**Зачет**
ИОПК-5.1. Знает основные закономерности, действующие в процессе изготовления машиностроительных изделий требуемого качества, заданного количества при наименьших затратах	Обучающийся демонстрирует полное отсутствие или недостаточное соответствие следующих знаний: знание основных закономерностей, действующих в процессе изготовления машиностроительных изделий требуемого	Обучающийся демонстрирует полное соответствие следующих знаний: знание основных закономерностей, действующих в процессе изготовления

общественного труда	качества, заданного количества при наименьших затратах общественного труда	машиностроительных изделий требуемого качества, заданного количества при наименьших затратах общественного труда. Обучающийся свободно оперирует приобретенными знаниям.
ИОПК-5.2. Использует основные закономерности, действующие в процессе изготовления машиностроительных изделий требуемого качества, заданного количества при наименьших затратах общественного труда	Обучающийся демонстрирует полное отсутствие или недостаточное соответствие следующих умений: использование основных закономерностей, действующих в процессе изготовления машиностроительных изделий требуемого качества, заданного количества при наименьших затратах общественного труда	Обучающийся демонстрирует полное соответствие следующих умений: использование основных закономерностей, действующих в процессе изготовления машиностроительных изделий требуемого качества, заданного количества при наименьших затратах общественного труда. Обучающийся свободно оперирует приобретенными знаниям.
ИОПК-5.3. Владеет навыками изготовления машиностроительных изделий требуемого качества, заданного	Обучающийся демонстрирует полное отсутствие или недостаточное соответствие следующих навыков: владение навыками	Обучающийся демонстрирует полное соответствие следующих навыков: владение

количества при наименьших затратах общественного труда	изготовления машиностроительных изделий требуемого качества, заданного количества при наименьших затратах общественного труда	навыками изготовления машиностроительных изделий требуемого качества, заданного количества при наименьших затратах общественного труда. Обучающийся свободно оперирует приобретенными знаниям.

Шкалы оценивания результатов промежуточной аттестации и их описание:
Форма промежуточной аттестации: 2 семестр зачет.

Промежуточная аттестация обучающихся в форме зачёта проводится по результатам выполнения всех видов учебной работы, предусмотренных учебным планом по данной дисциплине, при этом учитываются результаты текущего контроля успеваемости в течение семестра. Оценка степени достижения обучающимися планируемых результатов обучения по дисциплине проводится преподавателем, ведущим занятия по дисциплине методом экспертной оценки. По итогам промежуточной аттестации по дисциплине выставляется оценка «зачтено» или «не зачтено».

К промежуточной аттестации допускаются только студенты, выполнившие все виды учебной работы, предусмотренные рабочей программой по дисциплине «Химические основы технологических процессов» (прошли промежуточный контроль, выполнили и защитили лабораторные работы, выполнили домашние контрольные работы.)

Шкала	Описание

оценивания	
Зачтено	Выполнены все **обязательные условия подготовки студента к промежуточной аттестации**, *предусмотренные программой дисциплины.* Студент демонстрирует соответствие знаний, умений, навыков приведенным в таблицах показателей, оперирует приобретенными знаниями, умениями, навыками, применяет их в ситуациях повышенной сложности. При этом могут быть допущены незначительные ошибки, неточности, затруднения при аналитических операциях, переносе знаний и умений на новые, нестандартные ситуации.
Не зачтено	Не выполнены **обязательные условия подготовки студента к промежуточной аттестации**, *предусмотренные программой дисциплины*, ИЛИ студент демонстрирует неполное соответствие знаний, умений, навыков приведенным в таблицах показателей, допускаются значительные ошибки, проявляется отсутствие знаний, умений, навыков по ряду показателей, студент испытывает значительные затруднения при оперировании знаниями и умениями при их переносе на новые ситуации.

Фонды оценочных средств представлены в Приложении 3 к рабочей программе.

7. Учебно-методическое и информационное обеспечение

Раздел 1. Основная литература:

1. Общая и неорганическая химия: учебник и практикум для прикладного бакалавриата / Т.В. Мартынова, И.В. Артамонова, Е.Б. Годунов – М.: Издательство Юрайт, 2015. – 394с.

Раздел 1. Дополнительная литература:

1. Глинка Н.Л. Общая Общая и неорганическая химия. М. Юрайт, 2012. – 898с.

2. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка – М.: издательство «КНОРУС», 2012. – 240с.

3. Мартынова, Т.В. Задания для самостоятельной работы: учебное пособие [Электронный ресурс]/ Т.В. Мартынова; под ред. автора.- М.: МГТУ «МАМИ», 2011. – 117с. –URL:http://lib.mami.ru/lib/content/elektronnyy-katalog

Программное обеспечение и интернет-ресурсы:

- http://chemistry-chemists.com/chemister/chemie.htm - книги по всем разделам химии,
- http://www.alleng.ru/edu/chem9.htm - учебный материал для студентов по химии

Раздел 2. Основная литература:

1. Мартынова, Т.В. Практикум по неорганической химии [Электронный ресурс]/ Т.В. Мартынова; под ред. автора.- М.: Университет машиностроения, 2013. – 60с. (№2828). – URL:http://lib.mami.ru/lib/content/elektronnyy-katalog

Раздел 2. Дополнительная литература:

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая Общая и неорганическая химия. [Электронный ресурс] – Электрон. дан. – СПб. : Лань, 2014. – 752 с. – URL: http://e.lanbook.com/book/50684.

2. Ахметов, Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии. [Электронный ресурс] / Н.С. Ахметов, М.К. Азизова, Л.И. Бадыгина. — Электрон. дан. — СПб. : Лань, 2014. – 368 с. – URL: http://e.lanbook.com/book/50685

Программное обеспечение и интернет-ресурсы:

- http://chemistry-chemists.com/chemister/chemie.htm - книги по всем разделам химии,
- http://www.alleng.ru/edu/chem9.htm - учебный материал для студентов по химии

8. Материально-техническое обеспечение дисциплины

Для проведения лабораторного практикума на современном уровне при выполнении лабораторных работ предусмотрено использование следующего оборудования:

1. Аквадистиллятор.
2. Аналитические весы.
3. Технические весы.
4. Электрический полупроводниковый выпрямитель.
5. Миллиамперметры.
6. Сушильный шкаф.
7. Фторопластовые калориметры.
8. Термометры.
9. Электролизеры.
10. pH-метр-иономеры.
11. Спектрофотометр СФ-56.
12. ИК-Фурье спектрометр с прессом ручным гидравлическим.
13. Фотометр КФК-3-01 фотоэлектрический.
14. Установка с вращающимся дисковым электродом (ВЭД-06).
15. Погружной термостат-циркулятор LOIP LT-208 и термостат циркуляционный ВТ3-2.
16. Автоматический титратор TitroLine Alpha.
17. Потенциостат марки IPC PRO-M.
18. Ноутбук с установленными средствами MS Office PowerPoint.
19. Мультимедийный проектор с переносным экраном.
20. Спектрометр атомно-абсорбционный «КВАНТ-2А»
21. Газовый хроматограф Shimadzu GC-14B.
22. Вытяжные шкафы.

9. Методические рекомендации для самостоятельной работы студентов.

Успешное изучение курса требует посещения лекций, активной работы на лабораторных работах, выполнения всех учебных заданий преподавателя, ознакомления с основной и дополнительной литературой. Во время лекции студент должен вести краткий конспект. Дома самостоятельно работая с конспектом, студенту необходимо пометить материалы, которые вызывают затруднения для понимания. При этом обучающийся должен найти ответы на вопросы, используя рекомендуемую литературу. Если ему самому не удается разобраться в материале, необходимо сформулировать вопросы и обратиться за помощью к преподавателю на консультации или ближайшей лекции. Обучающемуся необходимо регулярно отводить время для повторения пройденного материала, проверяя свои знания, умения и навыки по контрольным вопросам.

Лабораторные работы составляют важнейшую часть профессиональной подготовки студентов. Они направлены на экспериментальное подтверждение теоретических положений и формирование учебных и профессиональных практических умений.

Студент самостоятельно, пользуясь методическими рекомендациями, оформляет:

- заглавие, в котором указывается название лабораторной работы и ее порядковый номер;
- цель работы;
- оборудование и реактивы;

- содержание работы;
- порядок (последовательность) выполнения работы;
- правила техники безопасности и охраны труда по данной работе (по необходимости);
- общие правила к оформлению лабораторной работы.

Каждый студент должен сам планировать свою самостоятельную работу, исходя из своих возможностей и приоритетов. Это стимулирует выполнение работы, создает более спокойную обстановку, что в итоге положительно сказывается на усвоении материала.

Важно полнее учесть обстоятельства своей работы, уяснить, что является главным на данном этапе, какую последовательность работы выбрать, чтобы выполнить ее лучше и с наименьшими затратами времени и энергии.

Для плодотворной работы немаловажное значение имеет обстановка, организация рабочего места. Нужно добиться, чтобы место работы по возможности было постоянным. Работа на привычном месте делает ее более плодотворной. Продуктивность работы зависит от правильного чередования труда и отдыха. Поэтому каждые час или два следует делать перерыв на 10-15 минут.

При самостоятельной проработке домашних заданий и написания индивидуальных работ студентам рекомендуется пользоваться библиотечным фондом литературы (учебниками и периодическими изданиями), а также методическими указаниями по выполнению самостоятельных работ.

10. Методические рекомендации для преподавателя.

Основным требованием к преподаванию дисциплины является творческий, проблемно-диалоговый интерактивный подход, позволяющий повысить интерес студентов к содержанию учебного материала.

Основная форма изучения и закрепления знаний по этой дисциплине – лекционная и практическая. Преподаватель должен последовательно вычитать студентам ряд лекций, в ходе которых следует сосредоточить внимание на ключевых моментах конкретного теоретического материала, а также организовать проведение лабораторных занятий таким образом, чтобы активизировать мышление студентов, стимулировать самостоятельное извлечение ими необходимой информации из различных источников, сравнительный анализ методов решений, сопоставление полученных результатов, формулировку и аргументацию собственных взглядов на многие спорные проблемы.

Основу учебных занятий по дисциплине составляют лекции. В процессе обучения студентов используются различные виды учебных занятий (аудиторных и внеаудиторных): лекции, семинарские занятия, консультации и т.д. На первом занятии по данной учебной дисциплине необходимо ознакомить студентов с порядком ее изучения, раскрыть место и роль дисциплины в системе наук, ее практическое значение, довести до студентов требования кафедры, ответить на вопросы.

При подготовке к лекционным занятиям по курсу «Химические основы технологических процессов» необходимо продумать план их проведения, содержание вступительной, основной и заключительной части лекции, ознакомиться с новинками учебной и методической литературы, публикациями периодической печати по теме лекционного занятия, определить средства материально-технического обеспечения лекционного занятия и порядок их использования в ходе чтения лекции. Уточнить план проведения практического занятия по теме лекции.

В ходе лекционного занятия преподаватель должен назвать тему, учебные вопросы, ознакомить студентов с перечнем основной и дополнительной литературы по теме занятия.

Во вступительной части лекции обосновать место и роль изучаемой темы в учебной дисциплине, раскрыть ее практическое значение. Если читается не первая лекция, то необходимо увязать ее тему с предыдущей, не нарушая логики изложения учебного материала. Лекцию следует начинать, только чётко обозначив её характер, тему и круг тех вопросов, которые в её ходе будут рассмотрены.

В основной части лекции следует раскрывать содержание учебных вопросов, акцентировать внимание студентов на основных категориях, явлениях и процессах, особенностях их протекания. Раскрывать сущность и содержание различных точек зрения и

научных подходов к объяснению тех или иных явлений и процессов. Следует аргументировано обосновать собственную позицию по спорным теоретическим вопросам. Приводить примеры. Задавать по ходу изложения лекционного материала риторические вопросы и самому давать на них ответ. Это способствует активизации мыслительной деятельности студентов, повышению их внимания и интереса к материалу лекции, ее содержанию. Преподаватель должен руководить работой студентов по конспектированию лекционного материала, подчеркивать необходимость отражения в конспектах основных положений изучаемой темы, особо выделяя категорийный аппарат.

В заключительной части лекции необходимо сформулировать общие выводы по теме, раскрывающие содержание всех вопросов, поставленных в лекции. Объявить план очередного семинарского или лабораторного занятия, дать краткие рекомендации по подготовке студентов к семинару или лабораторной работе. Определить место и время консультации студентам, пожелавшим выступить на семинаре с докладами и рефератами по актуальным вопросам обсуждаемой темы.

При этом во всех частях лекции необходимо вести диалог со студентами и давать студентам возможность дискутировать между собой.

Цель практических занятий обеспечить контроль усвоения учебного материала студентами, расширение и углубление знаний, полученных ими на лекциях и в ходе самостоятельной работы. Повышение эффективности практических занятий достигается посредством создания творческой обстановки, располагающей студентов к высказыванию собственных взглядов и суждений по обсуждаемым вопросам, желанию у студентов поработать у доски при решении задач.

После каждого лекционного и практического занятия сделать соответствующую запись в журналах учета посещаемости занятий студентами, выяснить у старост учебных групп причины отсутствия студентов на занятиях. Проводить групповые и индивидуальные консультации студентов по вопросам, возникающим у студентов в ходе их подготовки к текущей и промежуточной аттестации по учебной дисциплине, рекомендовать в помощь учебные и другие материалы, а также справочную литературу.

В лекционных или практических необходимо вести диалог со студентами и давать студентам возможность дискутировать между собой.

Преподаватель, принимающий экзамен, лично несет ответственность за правильность выставления оценки.

Приложение №1

Структура и содержание дисциплины **«Химические основы технологических процессов»** по направлению

15.03.05 Конструкторско-технологическое обеспечение машиностроительных производств

(бакалавр)

Раздел	Семестр	Неделя семестра	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоемкость в часах					Виды самостоятельной работы студентов					Формы аттестации	
			Л	П/С	Лаб.	СРС	КСР	КР	КП	РГР	Реф.	К/Р	Э	З
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
Раздел 1. Общая Общая и неорганическая химия.	1													
1. Введение. Основные законы и понятия химии. Строение атома. Периодический закон и периодическая система элементов (ПСЭ) Д.И. Менделеева.	1	1-4	1	1	2	4								
2. Химическая связь и строение молекул.	1	5-6	1	1	2	4								
3.ТермоОбщая и неорганическая химия.	1	7-8	1	1	2	4						+		
4. Кинетика и химическое равновесие. Катализ.	1	9-10	1	1	2	4						+		
5. Растворы.	1	11-12	1	1	2	5						+		
6. Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические процессы.	1	13-14	1	1	2	5						+		
7. Комплексные соединения.	1	15-16	1	2	3	5								
8. Металлы.	1	17-18	1	2	3	5								

Форма аттестации	1	18												
Всего часов по дисциплине в первом семестре (*20 часов СРС отводится на подготовку студентов к экзамену)	**1**		**8**	**10**	**18**	**36**						+		+

Приложение 1

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯРОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ

«МОСКОВСКИЙ ПОЛИТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

(МОСКОВСКИЙ ПОЛИТЕХ)

Направление подготовки:

15.03.05 Конструкторско-технологическое обеспечение машиностроительных производств

Профиль подготовки (образовательная программа)

«Автоматизированное проектирование технологических процессов и производств»

Форма обучения: очная

Кафедра: «Химические основы технологических процессов»

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

ПО ДИСЦИПЛИНЕ «Химические основы технологических процессов»

- Состав: 1. Паспорт фонда оценочных средств
- 2. Описание оценочных средств:

Примерные варианты домашних контрольных работ
Образец тестовых заданий
Образец контрольной работы для рубежного контроля по курсу
Вопросы для подготовки к экзамену
Пример экзаменационного билета

Составитель:

Артамонова Инна Викторовна

Москва,2022

Приложение 2

Формирование бально-рейтинговой системы оценки по дисциплине «Химические основы технологических процессов»

для направления подготовки

15.03.05 Конструкторско-технологическое обеспечение машинострои-тельных производств

Профиль **«Автоматизированное проектирование технологических процессов и производств»производств»**

Распределение баллов, формирующих рейтинговую оценку работы студента, осуществляется следующим образом:

Виды работ	**Максимальное количество баллов**	
	Занятие	**Семестр**
Активное участие в обсуждении результатов лабораторной работы, работа у доски	1	9×1=9
Выполнение и защита лабораторной работы	3	5×3=15
Контрольная работа	«90% и > » - 44 «70-89%» - 34 «50-69%» - 24	44×1=44 34×1=34 24×1=24
Выполнение домашней работы	2	6×2=12
Научно-исследовательская деятельность		10/15/20
ИТОГО		**100**

Научно-исследовательская деятельность

При определении рейтинга по ***научно-исследовательской*** деятельности учитываются уровень олимпиад, конференций, конкурсов, в которых студент принимал участие; результативность участия; вклад студента в подготовку научных статей, тезисов докладов и пр.

Рейтинг по данному виду деятельности может отражать следующие показатели:

Оценка научно-исследовательской деятельности по итогам семестра

№ п/п	**Критерий**	**Оценка (кол-во баллов)**	**Подтверждающие документы**
Конференция, олимпиады			
1	**Участие** в НИР кафедры	20	Служебная записка от зав. кафедрой
2	**Участие** во	10/15/20	Грамоты,

	внутривузовских/всероссийских/ международных конференциях, олимпиадах		дипломы, публикации
3	**Призовые места** во внутривузовских/ всероссийских/международных конференциях, олимпиадах	10/15/20	

Промежуточная аттестация (экзамен)

Промежуточная аттестация проводится в форме экзамена в соответствии с бально-рейтинговой системой, где студенты распределяются по количеству набранных баллов в течение всего первого семестра учебного года и в зависимости от количества баллов получают оценку «отлично», «хорошо», «удовлетворительно». Студент вправе отказаться от оценки, полученной в соответствии с бально-рейтинговой системой. В этом случае, студент сдает экзамен по билетам, утвержденным в установленном порядке в соответствии с объемом программы. Оценка, полученная на экзамене, является окончательной. В случае если на экзамене студент получает оценку иную, чем по бально-рейтинговой системе, окончательной является оценка, полученная в ходе сдачи экзамена.

Перевод 100-балльной рейтинговой оценки по дисциплине в традиционную

100-балльная система оценки	**Традиционная система оценки**
80 – 100 баллов	оценка «отлично»
66 – 79 баллов	оценка «хорошо»
51 – 65 баллов	оценка «удовлетворительно»
менее 51 балла	оценка «неудовлетворительно»

Таблица 1

- **ПОКАЗАТЕЛЬ УРОВНЯ СФОРМИРОВАННОСТИ КОМПЕТЕНЦИЙ**

Общая и неорганическая химия
ФГОС ВО **15.03.05 Конструкторско-технологическое обеспечение машинострои-тельных производств**
В процессе освоения данной дисциплины студент формирует и демонстрирует следующие

общепрофессиональные и профессиональные компетенции:					
КОМПЕТЕНЦИИ		**Перечень компонентов**	**Технология формирования компетенций**	**Форма оценочного средства****	**Степени уровней освоения компетенций**
ИНДЕКС	**ФОРМУЛИРОВКА**				
ОПК-1	способность к приобретению с большой степенью самостоятельности новых знаний с использованием современных образовательных и информационных технологий	**знать:** основы строения атомов и молекул, теории химической связи в соединениях различных типов, строение вещества в конденсированном состоянии, основы химической термодинамики, методов описания химического равновесия в растворах электролитов, гидролиза солей, основы химической кинетики, химические свойства элементов различных групп Периодической системы и их соединений, окислительно-восстановительные реакции, строение и свойства комплексных соединений. **уметь:** устанавливать взаимосвязи между строением веществ и их превращениями в неорганических системах для различных элементов Периодической системы; использовать принцип периодичности и Периодическую систему для предсказания свойства простых и сложных химических соединений и закономерностей в их изменении; работать с химическими реактивами, простейшим лабораторным химическим оборудованием; оформлять результаты экспериментальных и теоретических работ, формулировать выводы. **владеть:** теоретическими методами описания свойств простых и сложных веществ на основе электронного строения их атомов и положения в Периодической системе химических элементов; методами поиска химической информации с использованием различных источников (справочных, научных и научно-популярных изданий, компьютерных баз данных, ресурсов Интернета).	лекция, самостоятельная работа, лабораторные работы, семинарские занятия	К/Р, Т.	**Базовый уровень** - воспроизводство полученных знаний в ходе текущего контроля **Повышенный уровень** - практическое применение полученных знаний в процессе подготовки к лабораторным работам
ПК-16	умение применять методы стандартных испытаний по определению физико-механических свойств и технологических по-	**знать:** состав, строение и химические свойства основных простых веществ и химических соединений, связь строения вещества и протекания химических процессов; закономерности изменения физико-химических свойств простых и сложных веществ в зависимости от положения составляющих их элементов в Пери-	лекция, самостоятельная работа, лабораторные работы семинарские занятия	К/Р, Т.	**Базовый уровень** - воспроизводство полученных знаний в ходе текущего контроля **Повышенный уровень** -практическое примене-

	казателей исполь-зуемых материалов и готовых изделий	одической системе. **уметь:** определять по справочным данным энергетические характеристики и геометрию молекул, термодинамические характеристики химических реакций, величины pH и характеристики диссоциации электролитов, проводить расчеты концентраций растворов различных соединений. **владеть:** -навыками выполнения основных химических лабораторных операций; -правилами безопасной работы в химической лаборатории; -методами определения pH растворов и определения концентрации в растворах; методами синтеза неорганических соединений.			ние полученных знаний в процессе подготовки к лабораторным работам

**- Сокращения форм оценочных средств см. в Таблице 2.

Таблица 2

Перечень оценочных средств по дисциплине «Химические основы технологических процессов»

№ ОС	Наименование оценочного средства	Краткая характеристика оценочного средства	Представление оценочного средства в ФОС
1	Контрольная работа (К/Р)	Средство проверки умений применять полученные знания для решения задач определенного типа по теме или разделу	Комплект контрольных заданий по вариантам
2	Тест (Т)	Система стандартизированных заданий, позволяющая автоматизировать процедуру измерения уровня знаний и умений обучающегося.	Фонд тестовых заданий

Примерные варианты домашних контрольных работ

Раздел 1. Пример варианта домашней контрольной работы № 1

1. Составьте полные электронные формулы атомов элементов №34 и №72. Укажите электронное семейство, приведите графическую формулу валентного слоя.
2. Укажите порядковый номер, химический знак и химические знаки аналогов элемента, атом которого имеет следующую валентную электронную структуру: $6s^2 6p^3$.
3. Сравните химический элемент S с двумя соседними в периоде и с двумя ближайшими электронными аналогами в подгруппе по следующим характеристикам: радиусу атомов, энергии ионизации, энергии сродства к электрону, электроотрицательности, металличности, окислительно-восстановительным свойствам, характеру высшего оксида и гидроксида.
4. Укажите элемент и количество нейтронов в ядре его атома, исходя из электронного строения его иона: $Э^{3+}$ $3s^2$.
5. напишите значения всех квантовых чисел формирующего электрона атома элемента №23.

Раздел 1. Пример варианта домашней контрольной работы № 2

1. Рассчитайте стандартную энтальпию реакции: $Fe_{(к)}+O_{2(к)}\rightarrow Fe_2O_{3(к)}$. Расставьте коэффициенты. Укажите экзо- или эндотермической является данная реакция.
2. Сколько угля надо сжечь, чтобы получить 7000 кДж энергии?
3. Предскажите, не производя расчетов, знак изменения энтропии при стандартных условиях для процесса: $AsF_{5(г)} + AsF_{3(г)} + F_{2(г)}$.
4. Рассчитайте ΔG^o реакции $CaCO_{3(к)}\rightarrow CaO_{(к)} + CO_{2(г)}$ для температуры 1500°С.
5. По термохимическом уравнению реакции сгорания сероводорода: $H_2S_{(г)}+1{,}5O_{2(г)} = H_2O_{(г)} +SO_{2(г)}$; $\Delta H^o_р$ = -518,4 кДж/моль. Вычислите стандартную энтальпию сероводорода.

Раздел 1. Пример варианта домашней контрольной работы № 3

1. Составьте математическое выражение закона действия масс для следующего процесса: $Zn_{(к)}+HCl_{(р\text{-}р)}\rightarrow ZnCl_{2(р\text{-}р)}+H_{2(г)}$?
2. Как изменится скорость химической реакции:
$CO_{(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrows NO_{2(г)}$, если: а) концентрацию NO уменьшить 3 раза; б)температуру процесса повысить на 20°С (γ=3)?
3. В какую сторону сместится равновесие химической реакции: $SO_{2(г)} + O_{2(г)} \rightarrow SO_{3(г)}$, $\Delta H<0$, если а) снизить температуру; б) увеличить давление; в) внести катализатор; г) увеличить концентрацию SO_3?
4. Составьте выражение константы химического равновесия для процесса 3.

Раздел 1. Пример варианта домашней контрольной работы № 4

1. Сколько граммов Na_2CO_3 содержится в 500 мл 0,25н раствора?
2. Составьте уравнения диссоциации соединений: HClO и H_3BO_3. В тех случаях, где это необходимо, приведите уравнения ступенчатой диссоциации. Составьте выражения констант диссоциации предложенных кислот. Какая из двух является более слабой? Рассчитайте степень диссоциации одной из кислот в 0,01М растворе.
3. Составьте выражение ПР для AgBr и AgCl, сравните их растворимость. Рассчитайте концентрацию катионов и анионов в насыщенном растворе одного из этих веществ.
4. Рассчитайте концентрацию ионов OH^-, а также pH раствора, укажите реакцию среды при концентрации ионов H^+ $3{,}82\cdot10^{-12}$, моль/л.
5. Приведите молекулярные и ионные уравнения тех реакций, которые возможны в растворе, объясните их направленность:
$Cu(OH) + Na_2SO_4 \rightarrow$
$Na_2SO_4 + BaCl \rightarrow$
$Fe(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
$Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow$
$Pb(NO_3)_2 + H_2S \rightarrow$

6.Составьте молекулярные уравнения реакций, соответствующие следующим кратким ионным:
$H_2PO_4^- + OH^- = HPO_4^{2-} + H_2O$
$Pb^{2+} + SO_4^{2-} = PbSO_4\downarrow$
$[Cr(OH)_2]^+ + 2H^+ = Cr^{3+} + 2H_2O$
7.Рассчитайте концентрацию ионов H^+ и OH^- в растворе, pH которого равен 4,3.
8.Какие из солей (фосфат калия, сульфат меди (II), хлорид рубидия, сульфид алюминия) подвергаются гидролизу? Приведите молекулярные и ионные уравнения гидролиза, укажите реакцию среды и условия смещения равновесия гидролиза.
9.Приведите молекулярные и краткие ионно-молекулярные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения, укажите условия их протекания:
$BaCO_3 \rightarrow Ba(HCO_3)_2 \rightarrow BaCO_3$
$Fe_2O_3 \rightarrow Fe(OH)_3$
$Cu \rightarrow CuSO_4$
$Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuOHNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow NaCl$.
10.Раствор 7,252 г глюкозы в 200 г воды замерзает при -0,378°С. Криоскопическая постоянная воды равна 1,86. Определите молекулярную массу глюкозы.

Раздел 1. Пример варианта домашней контрольной работы № 5

1.Укажите степень окисления атомов в соединениях: HNO_3, $KMnO_4$, $Ca_3(PO_4)_2$.
2.Предположите какую роль в ОВР могут играть соединения данного элемента, содержащие его атомы в степени окисления: S^{-2}, S^{+4}, S^{+6}, S^0. Приведите примеры соответствующих соединений.
3.Укажите тип ОВР для каждой из приведенных схем реакций. Расставьте коэффициенты, пользуясь методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.
$Cl_2 + KOH \rightarrow KCl + KClO + H_2O$
$(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow N_2 + Cr_2O_3 + H_2O$.
4.Составьте уравнения полуреакций с учетом pH среды. Какой процесс выражается каждым уравнением?

pH<7	pH≈7	pH>7
$MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$	$NO_2^- \rightarrow NO_3^-$	$[Cr(OH)_6]^{3-} \rightarrow CrO_4^{2-}$

5.Расставьте коэффициенты в приведенных схемах, пользуясь методом полуреакций:
$As_2O_3 + I_2 + NaOH \rightarrow Na_3AsO_4 + NaI + H_2O$.

Раздел 1. Пример варианта домашней контрольной работы № 6

1.Приведите уравнения и электронный баланс возможных реакций:
$BaCl_2 + Cd \rightarrow ?$
$AgNO_3 + Fe \rightarrow ?$
$CaSO_4 + Zn \rightarrow ?$
2.Составьте схемы гальванических элементов, в которых предложенный электрод был бы анодом, а в другом – катодом: Fe/Fe^{2+}.
3.В приведенных схемах реакций расставьте коэффициенты. На основании расчета ЭДС реакций определите, возможно ли ее протекание в указанном направлении при нормальных условиях: $NaBr + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + Br_2 + K_2SO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$.
4.Определите электродный потенциал цинка в растворе его соли с концентрацией ионов Zn^{2+} 0,05 моль/л.
5.Вычислите ЭДС элемента, состоящего из Zn в 0,1М растворе $ZnSO_4$ и Pb в 0,05М растворе $Pb(NO_3)_2$. Составьте схему элемента.
6.Определите какой из находящихся в контакте Cu – Hg металлов , будет подвергаться коррозии в агрессивной среде. Напишите уравнения катодного и анодного процессов в: а) кислой; б) нейтральной средах.
7.Напишите уравнения реакций электролиза расплава соли K_2S на инертных электродах.
8.Напишите уравнения реакций электролиза растворов солей $CuCl_2$, $NaNO_3$ на инертных электродах.

9.Определите какие из имеющихся в растворе ионов и в какой последовательности будут разряжаться на инертных катоде и аноде: Cl^-, NO_3^-, Al^{3+}, Sn^{4+}, Ni^{2+}.
10.Как изменяется масса медных катода и анода, если через раствор сульфата меди пропустить электрический ток силой 2,5А в течение 2ч?
11.При прохождении 4000А·ч электричества выделилось 2,24 кг кальция из расплава $CaCl_2$. Вычислите выход кальция по току.

Раздел. 2. Пример варианта домашней контрольной работы № 1

1. Допишите уравнения реакций, протекающих до конца:

$K_2S + HCl \rightarrow$
$KOH + CaCl_2 \rightarrow$
$NaCl + K_2SO_4 \rightarrow$.

2. допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты:

$Na_2O_2 + Fe(OH)_2 + H_2O \rightarrow$...

3. Сколько грамм соды потребуется для устранения жесткости 10 л воды, насыщенной сульфатом кальция ри 20ºС, если растворимость последнего равна 2г на литр.

Раздел. 2. Пример варианта домашней контрольной работы № 2

1.При растворении в соляной кислоте сплава магния с алюминием массой 10г выделился водород объемом 9,65л (н.у.) Определить массовые доли металлов в сплаве.
2.Приведите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей: сульфид алюминия, сульфит лития, нитрат свинца.
3. Рассчитайте стандартную энтропию нитрата свинца, если значение стандартной энтропии реакции $2PbO_{(к)} + 4NO_{2(г)} + O_{2(г)} = 2Pb(NO_3)_{2(к)}$ составляет -871Дж/К.

Раздел. 2. Пример варианта домашней контрольной работы № 3

1.Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
$B \rightarrow B_2O_3 \rightarrow H_3BO_3 \rightarrow Na_2B_2O_7 \rightarrow NaBO_2$
2. При 20°С в 500 мл воды растворили $1{,}9 \cdot 10^{-2}$ моль углекислого газа. Какова массовая доля CO_2 в растворе?
3. Напишите уравнения реакций между оксидом кремния (IV) и карбонатом натрия при прокаливании.

Раздел. 2. Пример варианта домашней контрольной работы № 4

Сколько аммиака можно получить из смеси 30г хлорида аммония и 30 г оксида кальция, если выход составляет 95% от теоретического?
2. Какова масса фосфорита, содержащего 80% Ca3(PO4)2, необходимого для получения 1 т простого суперфосфата?
3. Допишите уравнение реакции, укажите условия ее протекания:
$(NH_4)_2CO_3 \rightarrow CO_2 + \ldots$

Раздел 2. Пример варианта домашней контрольной работы № 5

1. Какой объем кислорода выделится при разложении 10г 6%-ного раствора пероксида водорода?
2. Рассчитайте, будет ли самопроизвольно протекать реакция SO2(г)+H2S(г)=S(к)+H2O(ж) в изолированной системе при стандартных условиях.
3.Допишите уравнение реакции: $H_2SO_{4(конц)} + Mg \rightarrow$

Раздел 2. Пример варианта домашней контрольной работы № 6

1. Сколько моль воды образуется при взрыве 3л гремучего газа (при н.у.)?
2. Хлороводород, полученный действием избытка серной кислоты на 117г хлорида натрия, растворили в 292г воды. Какова массовая доля хлороводорода в полученном растворе соляной кислоты?
3. Напишите уравнения реакций получения бромида цинка четырьмя различными способами.

Приложение 3.2

Образец тестовых заданий по теме «ТермоОбщая и неорганическая химия. Основы химической термодинамики»

1. Как называется энергия движения и взаимодействия всех частиц системы, за исключением кинетической энергии движения системы и потенциальной энергии ее в поле тяготения?
1) энтальпия;
2) внутренняя энергия;
3) потенциал Гиббса.

2. Как называется функция состояния, характеризующая теплосодержание системы при p=const?1) энтальпия;
2) энергия Гиббса;
3) энтропия.

3. При абсолютном нуле энтропия всех тел равна 0- это:1) Первый закон термодинамики;
2) Второй закон термодинамики;
3) Третий закон термодинамики.

4. Не прибегая к расчетам, определите знак изменения энтропии при стандартных условиях для реакций: а)$2SO_{2(г)}+O_{2(г)}=2SO_{3(г)}$; б)$NH_{3(г)}+HBr(г)=NH_4Br_{(к)}$.
1) а) $\Delta S>0$; b) $\Delta S<0$;
2) а) $\Delta S>0$; b) $\Delta S>0$;
3) а) $\Delta S<0$; b) $\Delta S<0$.

5. Рассчитайте температуру равновесия для обратимой реакции, если $\Delta H_p^0=260,3$ кДж, $\Delta S_p^0=282$ Дж/К:
1) 0,92 К;
2) 923 К;
3) 1,08 К.

6. Как называются реакции, протекающие с выделением тепла?
1) гетерогенные;
2) экзотермические;
3) эндотермические.

7. Подводимая к системе энергия расходуется на увеличение внутренней энергии и совершение работы против сил внешнего давления - это:
1) Первый закон термодинамики;
2) Второй закон термодинамики;
3) Третий закон термодинамики.

8. Как называется критерий самопроизвольного протекания реакции при постоянном давлении?1) энтальпия;
2) энергия Гиббса;
3) энтропия.

9. Функция состояния, характеризующая степень неупорядоченности системы, – это:1) энтальпия;
2) энергия Гиббса;
3) энтропия.

10. Какова стандартная энтальпия образования оксида бария – BaO в кДж/моль, если при окислении 0,2 моль бария выделилось 111,62 кДж тепла?
1) 1116,2;
2) 2232,4;
3) 558,1.

Ключи к тестовым заданиям

№ вопроса	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10

№ ответа	2	1	3	3	2	2	1	2	3	3

Приложение 3.3

Образцы контрольных работ для рубежного контроля

Раздел 1.

1. Составьте полную электронную и электронно-графическую формулы элемента с порядковым номером 22. Укажите электронное семейство, напишите значения всех квантовых чисел формирующего электрона атома элемента.
2. Рассчитайте стандартную энтальпию реакции: $4Fe_{(к)}+3O_{2(г)}=2Fe_2O_{3(к)}$. Укажите экзо- или эндотермической будет данная реакция.
3. Как изменится скорость химической реакции: $H_{2(г)} + I_{2(г)} \rightarrow HI_{(г)}$, если:

а)уменьшить концентрацию H_2 в 2 раза; б) повысить температуру процесса на 60°С (γ=4)?

4. В каком объеме 2 М раствора NaCl содержится 5 г соли?
5. Расставьте коэффициенты, пользуясь методом полуреакций:

$KNO_2+K_2Cr_2O_7+HNO_3 \rightarrow Cr(NO_3)_3+KNO_3+H_2O$.

6. Какой из находящихся в контакте Sn-Cd металлов будет подвергаться коррозии в агрессивной среде? Напишите уравнения катодного и анодного процессов в а) кислой, б) нейтральной средах.

Раздел 2.

1. Какая масса гашеной извести потребуется для получения из хлорида аммония аммиака необходимого для приготовления 1000г 15%-ного раствора?
2. Сколько мл 0,2М тиосульфата натрия необходимо взять для получения 1 г серы действием избытка серной кислоты?
3. Как осуществить превращения: $I_2 \rightarrow HI \rightarrow KI \rightarrow I_2$?
4. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $C \rightarrow CO_2 \rightarrow CO \rightarrow COCl_2 \rightarrow H_2CO_3$.

Приложение 3.4

Вопросы для подготовки к экзамену по дисциплине «Химические основы технологических процессов»

по разделу 1

1. Волновая функция. Электронное облако и орбиталь. Квантовые числа, их взаимосвязь
2. Главное квантовое число. Энергетические уровни. Орбитальное квантовое число. Подуровни. Форма s- и p- орбиталей.
3. Магнитное квантовое число. Количество орбиталей в s-, p-, d- и f- подуровнях, взаимная ориентация атомных орбиталей.
4. Спиновое квантовое число. Максимальное число электронов на орбиталях, подуровнях и уровнях.
5. Принцип и последовательность заполнения электронами энергетических уровней и подуровней в многоэлектронных атомах.
6. Максимальное число электронов на орбиталях, подуровнях и уровнях.
7. Правило Паули и правило Гунда (примеры применения).
8. Элементарные частицы: электрон, протон и нейтрон. Их заряд и масса.
9. Заряд ядра и порядковый номер элемента в периодической системе. Массовое число, атомная масса элемента. Изотопы.
10. Периодический закон Д.И.Менделеева и периодическая система элементов с точки зрения строения электронной оболочки атомов. Современная формулировка периодического закона.
11. Периодическая система элементов. Периоды и группы элементов. Причина периодического изменения свойств элементов.
12. Радиус атома, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность (ЭО). Изменение этих параметров по периодам и группам периодической системы.
13. Основные характеристики химической связи (длина связи, энергия связи, полярность связи). Валентные углы.
14. Изменение потенциальной энергии системы при сближении двух атомов водорода. Длина и энергия связи в молекуле водорода. Изменение энергии системы при образовании химической связи.
15. Механизм образования ковалентной связи. Общая пара электронов. Ковалентность атомов. Ковалентная неполярная и полярная связь (примеры). Насыщаемость и направленность ковалентной связи.
16. Механизм образования неполярной и полярной ковалентной связи на примере молекул Cl_2 и HCl.
17. σ- и π -связи. Простые и кратные связи на примере молекулы азота.
18. Механизм образования ионной связи. Правило октета. Ионная связь как предельный случай ковалентной полярной связи. Степень ионности химической связи и влияние на нее Δ ЭО взаимодействующих атомов.
19. Валентность атомов в основном и возбужденном состоянии. Гибридные орбитали, их форма. Типы гибридизации: sp, sp^2, sp^3 и расположение орбиталей в пространстве.
20. Валентные углы. Пространственная форма молекул. Линейные, угловые и пирамидальные молекулы. Схемы перекрывания валентных орбиталей в этих молекулах.
21. Дипольный момент. Дипольный момент химической связи и молекул сложного вещества.
22. Понятия "система", "фаза", "компонент" (определения). Гомогенные и гетерогенные реакции (примеры).
23. Энергетические эффекты химических реакций. Экзо- и эндотермические реакции (примеры). Энтальпия. Закон Гесса и следствия из него.

26. Применение следствий из закона Гесса для расчета энтальпий химических реакций. Стандартные условия. Энтальпия образования сложного вещества.
27. Средняя и истинная скорость химической реакции. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции. Закон действующих масс.
28. Гомогенные химические реакции (примеры). Влияние на скорость гомогенной реакции концентрации реагирующих веществ. Закон действующих масс. Константа скорости реакции.
29. Влияние температуры на скорость химической реакции. Активные молекулы, энергия активации. Причина зависимости скорости химической реакции от температуры. Уравнение Вант-Гоффа, температурный коэффициент.
30. Гетерогенные реакции (примеры). Скорость гетерогенной реакции, влияние на нее диффузии и поверхности раздела фаз. Константа равновесия для гетерогенной реакции.
31. Катализ и катализаторы. Катализ гомогенный и гетерогенный, положительный и отрицательный. Механизм действия катализаторов. Примеры применения катализаторов в промышленности.
32. Необратимые и обратимые реакции (примеры). Химическое равновесие в гомогенных и гетерогенных системах. Константа равновесия.
33. Правило Ле-Шателье и применение его к равновесным системам. Влияние температуры, давления и концентрации реагирующих веществ на положение равновесия. Примеры.
34. Влияние температуры, давления и концентрации реагирующих веществ на положение равновесия. Примеры. Выбор оптимальных условий проведения химических реакций на примере синтеза аммиака: $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$; $\Delta H_{х.р.} < 0$.
35. Растворы. Способы выражения состава растворов (массовая доля, молярная и нормальная концентрации, титр). Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы. Перекристаллизация.
36. Тепловые эффекты при растворении кристаллического вещества в жидкости. Сольватация и гидратация. Энтальпия растворения. Влияние температуры на растворимость кристаллического вещества в жидкости.
37. Растворимость газов в жидкости. Зависимость растворимости газов в жидкости от давления (закон Генри) и температуры. Применение правила Ле-Шателье к процессу растворения газа в жидкости.
38. Электролиты и неэлектролиты. Теория электролитической диссоциации. Степень (α) и константа ($к_{дис.}$) диссоциации. Факторы влияющие на α и $к_{дис.}$? Сильные и слабые электролиты (примеры).
39. Диссоциация электролитов. Ступенчатая диссоциация кислот и оснований. На примерах диссоциации фосфорной кислоты (H_3PO_4) и гидроксида кобальта (II) $Co(OH)_2$. Константа электролитической диссоциации.
40. Закон разбавления Оствальда для слабого бинарного электролита (вывод). Влияние концентрации раствора слабого электролита на степень электролитической диссоциации.
41. Ионообменные реакции с образованием осадка, газа, слабого электролита или комплексного иона (примеры).
42. Произведение растворимости и применение его для вычисления концентрации насыщенного раствора и возможности выпадения осадка из раствора.
43. Электролитическая диссоциация воды. Константа диссоциации воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель (pH) растворов.
44. Концентрация ионов водорода и ионов гидроксида в нейтральных, кислых и щелочных растворах. Показатель pH и его значение в этих растворах.
45. Гидролиз солей. Ступенчатый гидролиз. Изменение pH при гидролизе. Необратимый гидролиз.
46. Степень и константа гидролиза. Влияние температуры и концентрации раствора на гидролиз.

47. Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления и валентность атомов. Окисление и восстановление.
48.Электронный баланс. Составление окислительно-восстановительных реакций на примере: $H_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow S + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$.
49. Типы окислительно-восстановительных реакций. Влияние условий проведения окислительно-восстановительных реакций (кислотность среды, температура, катализатор) на состав продуктов реакции.
50. Электролиз. Последовательность разряда ионов на электродах. Схемы процессов электролиза расплава и раствора NaCl. Законы электролиза (законы Фарадея).
51. Электролиз. Схемы процессов электролиза с инертными электродами и растворимым анодом. Применение электролиза.
52. Равновесие в системе металл-раствор его соли. Устройство и принцип действия первичного гальванического элемента Даниеля-Якоби.
53. Относительный электродный потенциал. Водородный электрод. Стандартный электродный потенциал. Ряд стандартных электродных потенциалов для пар Me/Me^{n+}(ряд напряжений) и выводы из него. Применение стандартных электродных потенциалов для определения возможности протекания окислительно-восстановительной реакции.
54. Теория строения комплексных соединений. Характер химической связи в комплексных соединениях. Центральный атом, лиганды, координационное число. Примеры реакций получения комплексных соединений.
55. Химическая связь в металлах. Химические свойства металлов. Взаимодействие металлов с неметаллами, водой, растворами кислот и щелочей. Промышленные способы получения металлов.

по разделу 2

1.Общая характеристика элементов IA группы: изменения радиуса атома, энергии ионизации и восстановительных свойств в ряду Li - Cs. Распределите электроны по четырем квантовым числам в атоме калия (таблица). Получение щелочных металлов
2. Физические и химические свойства щелочных металлов. Взаимодействие лития и натрия с: кислородом, водородом, галогенами и азотом. Напишите уравнения реакций и укажите условия их проведения.
3. Положение щелочных металлов в ряду стандартных электродных потенциалов. Напишите уравнения реакций взаимодействия калия с водой, соляной и концентрированными азотной и серной кислотами.
4. Оксиды и гидроксиды элементов IA группы. Электролитические свойства и растворимость в воде гидроксидов щелочных металлов. Взаимодействие их с кислотами и оксидами неметаллов.
5. Промышленные способы получения щелочных металлов, их гидроксидов, соды (Na_2CO_3).
6. Общая характеристика элементов IB группы. Характерные степени окисления, положение в ряду напряжений металлов, изменение восстановительных свойств в ряду Cu – Au.
7. Физические и химические свойства элементов IB группы. Их взаимодействие элементов IB группы с элементарными окислителями (кислород, галогены, сера азот, водород) и кислотами окислителями (концентрированными серной и азотной кислотами, разбавленной азотной кислотой). Приведите соответствующие уравнения реакций.
8. Природные соединения элементов IB группы. Промышленные способы получения меди и золота. Применение металлов IB группы.
9. Оксиды и гидроксиды элементов IB группы. Их получение, растворимость. Электролитические свойства гидроксидов.
10. Общая характеристика элементов IIA группы: изменения радиуса атома, энергии ионизации и восстановительных свойств в ряду Be- Ra. Распределите электроны по четырем квантовым числам в атоме кальция (таблица).

11. Физические и химические свойства простых веществ IIA группы, их взаимодействие с кислородом, водородом, азотом, водой и кислотами. Для какого из элементов IIA группы возможно взаимодействие с раствором щелочи?
12. Получение и свойства оксидов и гидроксидов элементов IIA группы. Амфотерность гидроксида бериллия.
13. Общая характеристика элементов IIB группы. Характерные степени окисления, их положение в ряду напряжений металлов, изменение восстановительных свойств в ряду Zn–Hg.
14. Физические и химические свойства элементов IIB группы. Их взаимодействие с элементарными окислителями (кислород, галогены, сера азот, водород) растворами кислот и щелочей. Приведите соответствующие уравнения реакций.
15. Оксиды и гидроксиды элементов IIB группы. Их получение, растворимость. Электролитические свойства гидроксидов. Амфотерность гидроксида цинка.
16. Соли элементов IIB группы. Их растворимость в воде, комплексные соединения.
17. Общая характеристика элементов IIIA группы. Степени окисления. Природные соединения бора и алюминия. Получение бора и алюминия.
18. Физические и химические свойства бора. Оксид бора, кислоты бора и их соли. Бориды металлов и бороводороды.
19. Физические и химические свойства алюминия. Условия проведения реакций взаимодействия его с кислородом, галогенами, углеродом и азотом. Алюмотермия. Термит.
20. Отношение алюминия к концентрированным серной и азотной кислотам. «Пассивирование» алюминия. Взаимодействие алюминия с водным раствором щелочи. Напишите соответствующие уравнения реакций.
21. Кислотно-основные свойства оксидов бора и алюминия. Взаимодействие их с водой. Напишите соответствующие уравнения реакций. Электролитические свойства гидроксида алюминия. Взаимодействие его с кислотами и щелочами. Напишите соответствующие уравнения реакций.
22. Общая характеристика элементов IVA группы. Характерные степени окисления Изменение окислительно-восстановительных свойств от углерода к свинцу.
23. Физические и химические свойства углерода. Оксиды углерода (II) и (IV). Физические и химические свойства.
24. Кремний Его получение и свойства. Взаимодействие углерода, олова и свинца с концентрированной азотной кислотой. Отношение олова и свинца к воде и кислотам неокислителям. (Составьте уравнения реакций).
25. Оксид кремния (IV). Физические и химические свойства. Взаимодействие его с плавиковой кислотой и щелочами.
26. Угольная и кремниевая кислоты. Электролитические свойства. Соли этих кислот. Карбонаты и гидрокарбонаты. Их взаимное превращение. Силикаты. Стекло.
27. Получение кремния, олова и свинца. Оксиды и гидроксиды олова (II) и свинца (II), взаимодействие их с растворами кислот и щелочей.
28. Общая характеристика элементов VA группы. Азот в природе. Промышленный и лабораторный способы получения азота. Строение молекулы азота.
29. Физические и химические свойства азота и фосфора.
30. Аммиак. Промышленный и лабораторный способы получения аммиака. Горение и каталитическое окисление аммиака. Типы комплексных соединений, образуемых аммиаком.
33. Оксиды азота. Их кислотно-основные свойства. Взаимодействие с водой и растворами щелочей.
34. Азотистая кислота и ее соли. Их окислительно-восстановительные свойства. Роль нитрита натрия в следующих реакциях:
а) $KNO_2 + KI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + NO + \ldots\ldots;$
б) $KNO_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow KNO_3 + MnSO_4 + \ldots\ldots?$

35. Азотная кислота, ее получение и окислительные свойства. Взаимодействие разбавленной и концентрированной азотной кислоты с металлами и неметаллами.
36. Соли азотной кислоты. Их окислительные свойства. Разложение нитратов при нагревании.
37. Фосфор. Природные соединения. Промышленный способ получения фосфора из фосфорита. Аллотропические модификации фосфора. Взаимодействие фосфора с кислородом, галогенами, азотной кислотой.
38. Оксиды фосфора. Фосфорные кислоты Их получение и свойства. Соли ортофосфорной кислоты. Растворимость в воде. Фосфорные удобрения.
36. Общая характеристика элементов VIA. Возможные степени окисления элементов VIA группы в соединениях. Кислород. Промышленные и лабораторные методы получения. Физические и химические свойства.
37. Соединения кислорода со степенью окисления «-2». Вода. Строение молекулы воды. Схема перекрывания электронных орбиталей. Полярность молекулы воды.
38. Соединения кислорода со степенью окисления «-1». Пероксид водорода. Электролитические и окислительно-восстановительные свойства.
39. Сера. Аллотропические модификации. Сероводород. Электролитические свойства сероводородной кислоты. Сульфиды, их растворимость в воде. Окислительно-восстановительная характеристика сероводорода и сульфидов.
40. Оксиды серы. Их получение и свойства. Сернистая кислота. Ее электролитические и окислительно-восстановительные свойства.
41. Серная кислота. Промышленный способ получения серной кислоты. Действие концентрированной и разбавленной серой кислоты на металлы. Привести примеры соответствующих уравнений реакций.
42. Общая характеристика VIB группы. Хром, возможные степени окисления, положение в ряду напряжений. Отношение хрома к воде, кислотам-окислителям и кислотам – неокислителям, щелочам.
43. Хром. Строение электронной оболочки. Физические и химические свойства: взаимодействие хрома с элементарными окислителями (кислород, галогены, сера азот, водород).
44. Оксид и гидроксид хрома (III). Их получение, растворимость, свойства: амфотерность, окислительно-восстановительные свойства.
45. Соединения хрома (VI): оксид хрома (VI), хромовая и двухромовая кислоты и их соли. Взаимное превращение хроматов и дихроматов. Окислительные свойства дихроматов.
46. Общая характеристика элементов VIIA группы. Водород. Физические и химические свойства. Промышленные и лабораторные способы получения. Взаимодействие с металлами. Растворимость в металлах.
47. Галогены. Промышленные и лабораторные способы получения. Сравнение окислительных свойств галогенов на примере реакции взаимодействия их с водородом.
48. Хлор. Возможные степени окисления. Получение хлора в промышленности и лаборатории. Взаимодействие хлора с водой и щелочами (холодными и горячими).
49. Соединения галогенов с водородом. Галогенводородные кислоты. Изменение восстановительных свойств галогенид-ионов в ряду $F^- \rightarrow I^-$.
50. Галогенводородные кислоты. Изменение электролитических свойств в ряду HF – HCl – HBr – HI. Плавиковая кислота. Ее взаимодействие с кремнием и его соединениями.
51. Кислородсодержащие соединения галогенов: оксиды, кислоты, соли. Их получение.
52. Кислородсодержащие кислоты хлора. Их названия. Электролитические и окислительные свойства.
53. Соли кислородсодержащих кислот хлора: гипохлорит кальция (хлорная известь), хлорат калия («бертолетова соль»), перхлорат аммония. Их получение, свойства и применение.
54. Марганец. Строение электронной оболочки. Возможные степени окисления. В чем причина способности марганца образовывать соединения с разной степенью окисления?

55. Физические и химические свойства марганца. Отношение марганца к кислороду, галогенам, сере, воде, растворам кислот.
56. Написать уравнение реакции получения гидроксида марганца. Какими электролитическими и окислительно-восстановительными свойствами обладает этот гидроксид. Ответ подтвердить соответствующими уравнениями реакций.
57. Описать окислительные и восстановительные свойства оксида марганца (IV). Ответ подтвердить соответствующими уравнениями реакций.
58. Описать окислительные и восстановительные свойства оксида марганца (VI). Ответ подтвердить соответствующими уравнениями реакций.
59. Окислительные свойства перманганата калия. Написать уравнения реакций восстановления перманганата калия йодидом калия в кислой, щелочной и нейтральной средах.
60. «Благородные газы». Строение электронной оболочки атомов. Физические свойства. Получение и применение «благородных газов».
61. Соединения «благородных газов» с фтором и кислородом. Свойства фторидов и оксидов ксенона.
62. Элементы «семейства» железа. Строение электронной оболочки атомов. Возможные степени окисления. Доменный процесс. Чугун и сталь.
63. Физические и химические свойства железа, кобальта и никеля. Окисление железа кислородом воздуха в присутствии влаги. Положение металлов в ряду напряжений. Взаимодействие их с водой и кислотами.
64. Оксиды и гидроксиды железа, кобальта и никеля. Растворимость в воде. Электролитическая характеристика и окислительно-восстановительные свойства соединений металлов со степенями окисления II и III.
65. Элементы подгруппы платины. Особенности физических и химических свойств. Получение и применение платины.

Приложение 3.5

Пример экзаменационного билета

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯРОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ

«МОСКОВСКИЙ ПОЛИТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

(МОСКОВСКИЙ ПОЛИТЕХ)

Факультет химической технологии и биотехнологии, кафедра «Химические основы технологических процессов»
Дисциплина «Химические основы технологических процессов»
Образовательная программа 15.03.02 «Технологически машины и оборудование»,
профиль «Автоматизированное проектирование технологических процессов и производств»производств»
Курс 1, семестр 1

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 1.

1. Энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность элементов. Количественные характеристики окислительно-восстановительной способности атомов. Изменение этих величин в периодах и подгруппах.

2. Принцип Ле-Шателье. Куда сместиться равновесие в системе $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3 + Q$, при повышении температуры, давления и концентрации исходных веществ?

3. Вычислите энтальпию образования аммиака, если энтальпия образования $\Delta H^o_{H2O(ж)}$=-286 кДж/моль, а энтальпия реакции $NH_3(г) + O_2(г) = N_2(г) + H_2O(ж)$ равна ΔH = -1530 кДж.

4. Расставьте коэффициенты, используя метод полуреакций, укажите окислитель и восстановитель:
$K_2CrO_4 + AsH_3 + H_2SO_4 \rightarrow H_3AsO_4 + K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$

Утверждено на заседании кафедры «Химические основы технологических процессов» «___» _____ 201__ г., протокол № ___.

Зав. кафедрой «Химические основы технологических процессов»
/ И.В. Артамонова/

Пример экзаменационного билета

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯРОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«МОСКОВСКИЙ ПОЛИТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»
(МОСКОВСКИЙ ПОЛИТЕХ)

Факультет химической технологии и биотехнологии, кафедра «Химические основы технологических процессов»
Дисциплина «Химические основы технологических процессов»
Образовательная программа 15.03.02 «Технологически машины и оборудование»,
профиль «Автоматизированное проектирование технологических процессов и производств»производств»
Курс 1, семестр 2

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 1.

1. Тип гибридизации орбиталей атома бериллия в молекуле хлорида бериллия…
1) sp
2) sp^2
3) sp^3
4) sp^3d^2.
2. Между предложенными веществами не идет до конца реакция…
1) $KHCO_3+NaOH\rightarrow$;
2) $K_2SO_4+Na_2CO_3\rightarrow$;
3) $Na_2CO_3+CH_3COOH\rightarrow$;
4) $MgOHCl+HCl\rightarrow$.
3. Сумма стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции: $Al+O_2\rightarrow$ равна…
1) 6,
2) 8,
3) 9,
4) 11.
4. Трехзарядный катион металла … имеет конфигурацию валентного слоя $3d^04s^0$.
1) Al,
2) Sc,
3) Ti,
4) Y.
5. Гидроксид никеля в степени окисления +2 в окислительно-восстановительных реакциях и реакциях обмена проявляет соответственно свойства…
1) восстановительные, основные;
2) окислительные, основные;
3) восстановительные, амфотерные;
4) окислительные и восстановительные, основные.
6. В результате реакции $Cl_2+H_2O\rightarrow$получается…
1) сильная кислота,
2) слабая кислота,
3) сильная и слабая кислота,
4) две сильных кислоты.
7. Сульфит натрия в растворах…
1) подвергается полному гидролизу;
2) подвергается гидролизу по катиону;
3) гидролизуется по аниону;
4) не подвергается гидролизу.
8. Степень окисления азота в азотсодержащем продукте термического разложения нитрата серебра

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

9. В уравнении реакции: $P+HNO_3+H_2O \rightarrow NO+\ldots$ сумма стехиометрических коэффициентов равна…

1) 15,
2) 16,
3) 17,
4) 18.

10. Геометрия молекулы фторида бора…

1) линейная,
2) треугольник,
3) тетраэдр,
4) октаэдр.

Задача 1. Сколько грамм соды (Na_2CO_3) потребуется для устранения жесткости в 10 л воды, насыщенной сульфатом кальция при 200С, если растворимость последнего равна 2 г/л?

Задача 2. Определите, будет ли протекать самопроизвольно реакция, протекающая по схеме: $Al_{(к)}+CaO_{(к)} \rightarrow Ca_{(к)}+Al_2O_{3(к)}$, при стандартных условиях и при температуре 1200К.

Утверждено на заседании кафедры «Химические основы технологических процессов» «___» _____ 201__ г., протокол № ___.

Зав. кафедрой «Химические основы технологических процессов»
/ И.В. Артамонова/