

Документ подписан простой электронной подписью
 Информация о владельце:
 ФИО: Зайко Татьяна Ивановна
 Должность: Ректор
 Дата подписания: 29.08.2025 14:41:47
 Уникальный программный ключ:
 cf6863c76438e5984b0fd5e14e7154bfba10e205

ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО МОРСКОГО И РЕЧНОГО ТРАНСПОРТА

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования "Сибирский государственный университет водного транспорта"

Б1.О.10

Химия

рабочая программа дисциплины (модуля)

Закреплена за кафедрой	Естественно-научных дисциплин		
Образовательная программа	26.03.04	Направление подготовки "Инженерно-экономическое обеспечение технологий и бизнес-процессов водного транспорта"	обеспечение
		Профиль "Инженерно-экономическое обеспечение бизнес-процессов"	
		год начала подготовки 2024	
Квалификация	бакалавр		
Форма обучения	очная		
Общая трудоемкость	3 ЗЕТ		
Часов по учебному плану	108	Виды контроля в семестрах: зачеты 2	
в том числе:			
аудиторные занятия	36		
самостоятельная работа	70		

Распределение часов дисциплины по семестрам

Семестр (<Курс>.<Семестр на курсе>)	2 (1.2)		Итого	
Неделя	19 2/6			
Вид занятий	уп	ип	уп	ип
Лекции	18	18	18	18
Лабораторные	18	18	18	18
Иная контактная работа	2	2	2	2
Итого ауд.	36	36	36	36
Контактная работа	38	38	38	38
Сам. работа	70	70	70	70
Итого	108	108	108	108

Рабочая программа дисциплины

Химия

разработана в соответствии с ФГОС:

Федеральный государственный образовательный стандарт высшего образования - бакалавриат по направлению подготовки 26.03.04 Инженерно-экономическое обеспечение технологий и бизнес-процессов водного транспорта (приказ Минобрнауки России от 27.07.2021 г. № 676)

составлена на основании учебного плана образовательной программы:

26.03.04 Направление подготовки "Инженерно-экономическое обеспечение технологий и бизнес-процессов водного транспорта"

Профиль "Инженерно-экономическое обеспечение бизнес-процессов"

год начала подготовки 2024

Рабочую программу составил(и):

старший преподаватель , Мокровицкая Наталья Владимировна

Рабочая программа одобрена на заседании кафедры **Естественно-научных дисциплин**

Заведующий кафедрой Викулов Станислав Викторович

1. ЦЕЛИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

1.1	Целью дисциплины является обеспечение базового уровня знаний и умений, необходимых для обеспечения способности использовать основные законы химии в профессиональной деятельности
-----	---

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ООП

Цикл (раздел) ООП:	Б1.О
2.1	Требования к предварительной подготовке обучающегося:
2.1.1	Введение в профессию
2.1.2	История (история России, всеобщая история)
2.1.3	Экология
2.1.4	Введение в профессию
2.1.5	Экология
2.2	Дисциплины и практики, для которых освоение данной дисциплины (модуля) необходимо как предшествующее:
2.2.1	Материаловедение. Технология конструкционных материалов
2.2.2	Физика
2.2.3	Метрология, стандартизация и сертификация
2.2.4	Сопротивление материалов
2.2.5	Теоретическая механика
2.2.6	Теоретические основы электротехники
2.2.7	Гидромеханика
2.2.8	Детали машин и основы конструирования
2.2.9	Общая электротехника и электроника
2.2.10	Теория механизмов машин
2.2.11	Техническая термодинамика и теплопередача
2.2.12	Судовые вспомогательные механизмы, системы и устройства
2.2.13	Плавательная
2.2.14	Судовые котельные и паропроизводящие установки
2.2.15	Электрооборудование судов
2.2.16	Судовые двигатели внутреннего сгорания
2.2.17	Судовые турбомашины
2.2.18	Судовые холодильные установки и системы кондиционирования воздуха
2.2.19	Технология технического обслуживания и ремонта судов
2.2.20	Основы автоматики и теории управления техническими системами
2.2.21	Общий курс транспорта
2.2.22	Статистика
2.2.23	Философия
2.2.24	Экономика предприятия
2.2.25	Государственная транспортная политика
2.2.26	Ценообразование на транспорте
2.2.27	Информационные технологии
2.2.28	Теория транспортных процессов и систем
2.2.29	Технологические основы интеллектуальных транспортных систем
2.2.30	История транспорта России
2.2.31	Общий курс транспорта
2.2.32	Философия
2.2.33	Информационные технологии
2.2.34	Механика
2.2.35	Транспортная энергетика
2.2.36	Транспортное перегрузочное оборудование
2.2.37	Грузоведение
2.2.38	Международные перевозки
2.2.39	Организация коммерческой работы

2.2.40	Технология и организация перегрузочных процессов
2.2.41	Управление работой портов
2.2.42	Обработка и обслуживание флота
2.2.43	Мультимодальные перевозки
2.2.44	Организация пассажирских перевозок
2.2.45	Пассажирские транспортные системы
2.2.46	Финансовый менеджмент

3. КОМПЕТЕНЦИИ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ, ФОРМИРУЕМЫЕ В РЕЗУЛЬТАТЕ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

ОПК-3: Способен использовать основные законы естественно-научных дисциплин в профессиональной деятельности

ОПК-3.1: Использует основные законы естественно-научных дисциплин

ОПК-3.2: Применяет основные законы естественно-научных дисциплин в профессиональной деятельности

ОПК-3.3: Ориентируется в основных законах естественно-научных дисциплин с целью применения их в профессиональной деятельности

В результате освоения дисциплины обучающийся должен

3.1	Знать:
3.1.1	Основные законы органической и неорганической химии; классификацию и свойства химических элементов, веществ и соединений, их назначение и области применения.
3.2	Уметь:
3.2.1	Использовать основные элементарные методы химического исследования веществ и соединений.
3.3	Владеть:
3.3.1	Способностью выполнения основных химических лабораторных операций.

4. СТРУКТУРА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Вид занятия	Наименование разделов и тем /вид занятия/	Семестр / Курс	Часов	Литература	ПрПо дгот
Раздел	Раздел 1. Основные понятия и законы химии				
Ср	Общие понятия химии /Ср/	2	2		0
Лек	Основные законы химии /Лек/	2	1	Л1.1	0
Ср	Основные законы химии /Ср/	2	4		0
Раздел	Раздел 2. Строение вещества				
Лек	Строение атома /Лек/	2	1	Л1.1 Э1	0
Ср	Строение атома /Ср/	2	4		0
Лаб	Строение атома. Решение задач /Лаб/	2	2	Л1.1 Э1	0
Лек	Периодическая система. Периодический закон /Лек/	2	1	Л1.1 Л1.2 Э1 Э2	0
Ср	Периодическая система. Периодический закон /Ср/	2	4		0
Лек	Химическая связь /Лек/	2	1	Л1.1 Э1	0
Ср	Химическая связь /Ср/	2	4		0
Раздел	Раздел 3. Химическая термодинамика и кинетика				
Лек	Энергетика химических реакций /Лек/	2	2	Л1.1 Э1	0
Лаб	Энергетика химических реакций. Решение задач /Лаб/	2	2	Л1.1 Л1.2 Э2	0
Ср	Энергетика химических реакций /Ср/	2	4		0

Лек	Скорость химических реакций /Лек/	2	1	Л1.1 Э1	0
Лаб	ЛР 1. Скорость химических реакций /Лаб/	2	2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.3 Э2	0
Ср	Скорость химических реакций /Ср/	2	4		0
Лек	Химическое равновесие /Лек/	2	1	Л1.1 Э1	0
Лаб	ЛР 2. Химическое равновесие /Лаб/	2	2	Л1.2Л2.1 Л2.3 Э2	0
Ср	Химическое равновесие /Ср/	2	10		0
ИКР	Индивидуальное задание 1 /ИКР/	2	1		0
Раздел	Раздел 4. Химические системы				
Лек	Растворы и их свойства /Лек/	2	2	Л1.1 Л1.2 Э2	0
Лаб	ЛР 3. Ионнообменные реакции /Лаб/	2	2	Л1.2Л2.1 Л2.3	0
Ср	Растворы и их свойства /Ср/	2	12		0
Лек	Гидролиз солей /Лек/	2	2		0
Лаб	ЛР 4. Гидролиз солей /Лаб/	2	2	Л1.2Л2.1 Л2.3 Э2	0
Ср	Гидролиз солей /Ср/	2	10		0
Лек	Окислительно-восстановительные реакции /Лек/	2	2	Э1	0
Лаб	ЛР 5. Окислительно-восстановительные реакции /Лаб/	2	2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Э2	0
Лек	Электрохимические системы /Лек/	2	4	Э1	0
Лаб	ЛР 6. Гальванический элемент. ЛР 7. Электролиз растворов и расплавов /Лаб/	2	4	Л1.1 Л1.2 Э2	0
Ср	Электрохимические системы /Ср/	2	12		0
ИКР	Индивидуальное задание 2 /ИКР/	2	1	Л1.1 Л1.2 Э1	0

5. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Раздел 1. Основные понятия и законы химии

Тема 1.1 Общие понятия химии

Основные цели и задачи дисциплины, ее структура и связь с дисциплинами в общей системе подготовки специалиста. Химический элемент. Атом. Простые и сложные вещества. Относительная атомная масса. Молекула. Относительная молекулярная масса. Моль. Молярная масса. Основные методы определения состава молекул, атомных и молекулярных масс. Эквивалент. Молярная масса эквивалента. Классы и названия химических соединений.

Тема 1.2 Основные законы химии

Закон сохранения массы и энергии. Закон эквивалентов. Закон постоянства состава. Закон кратных отношений. Закон эквивалентов. Газовые законы.

Раздел 2. Строение вещества

Тема 2.1 Строение атома. История изучения строения атома. Электрон, его заряд, масса и размеры. Опыты Резерфорда. Планетарная модель строения атома, ее связь с теорией квантов и спектрами. Недостатки теории Бора. Квантовый характер поглощения и излучения энергии. Постоянная Планка. Уравнение де Бройля. Уравнение Шредингера. Соотношение неопределенности Гейзенберга. Квантовые числа и их физический смысл. Атомная орбиталь. Распределение электронов по уровням и подуровням в зависимости от энергетического состояния. Электронная конфигурация атома. Свойства химического элемента в зависимости от его электронной конфигурации.

Тема 2.2 Периодическая система. Периодический закон

Структура периодической системы. Периодические и неперіодические свойства элементов. Роль атомной массы в классификации. Периодический закон Д.И.Менделеева Валентность. Закономерности валентности в зависимости от положения в системе. Закономерности изменения радиуса атома, энергии сродства к электрону, энергии ионизации и

электроотрицательности, в периодической системе. Периодичность изменения свойств химических элементов и их соединений.

Тема 2.3 Химическая связь.

Природа сил химического взаимодействия. Ионная связь. Электростатическое взаимодействие ионов. Силы отталкивания между разнозаряженными ионами на близких расстояниях. Ковалентная связь. Виды ковалентной связи. Характеристики ковалентной связи: длина, направленность, прочность. Валентный угол. Гибридизация атомных орбиталей. Энергия разрыва связи. Полярность связи. Дипольный момент. Диполи постоянные и наведенные. Одинарные (сигма-) и кратные (пи-связи).

Описание ковалентной связи методом валентных связей и методом молекулярных орбиталей.

Кристаллы. Типы кристаллических решеток. Энергия решетки. Металлическая связь.

Водородная связь, межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь. Межмолекулярное взаимодействие.

Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие.

Комплексные соединения. Координационная теория. Центральные ионы (комплексообразователи). Природа сил комплексообразователя. Зависимость положения элемента в периодической системе и его способность к комплексообразованию. Лиганды и координационное число. Природа сил лигандов. Внутренняя и внешняя сфера комплексного соединения. Классификация и номенклатура комплексных соединений. Изомерия комплексных соединений. Хелатные соединения и их особенности.

Физические свойства веществ в зависимости от химических связей.

Раздел 3 Химическая термодинамика и кинетика

Тема 3.1 Энергетика химических процессов

Понятие термодинамической системы. Термодинамические параметры системы. Внутренняя энергия, энтальпия (теплота) и работа. Энтальпия системы и ее изменение. Термохимические уравнения. Энтальпия (теплота) образования. Тепловые эффекты и их использование в химической технологии. Закон Гесса и следствия из него. Классификация термодинамических процессов. Направленность химических реакций. Энтропия. Свободная энергия Гиббса. Стандартная энергия Гиббса образования

Тема 3.2 Скорость химических реакций

Скорость химических реакций в гомо- и гетерогенных системах. Закон действующих масс для необратимых реакций. Константа скорости химической реакции. Факторы, влияющие на скорость реакций. Зависимость скорости от температуры. Правило Вант-Гоффа. Теория Аррениуса. Энергия активации. Цепные реакции. Понятие о реакциях с разветвленными цепями. Замедлители реакций. Фотореакции. Ядерные реакции. Активные молекулы. Катализаторы. Гомогенный и гетерогенный катализ. Значение диффузии и величины площади раздела фаз.

Тема 3.3 Химическое и фазовое равновесие

Понятие об обратимых и необратимых реакциях. Химическое равновесие. Равновесие в гомогенных системах. Закон действующих масс для обратимых реакций. Константа равновесия. Факторы, влияющие на химическое равновесие. Принцип Ле Шателье. Термодинамика химического равновесия. Гетерогенное равновесие. Правило фаз.

Раздел 4 Химические системы

Тема 4.1 Растворы и их свойства

Образование растворов. Классификация растворов. Энергетика растворения. Способы выражения состава растворов. Свойства растворов. Растворы неэлектролитов. Коллигативные свойства. Растворы электролитов. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели. Индикаторы.

Буферные растворы.

Тема 4.2 Гидролиз солей

Основные типы гидролиза солей. Степень гидролиза. Константа гидролиза. Определение pH раствора соли.

Тема 4.3 Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Основные понятия данных реакций. Степень окисления.

Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений. Правило электронного баланса. Уравнивания ОВР методами электронного и ионно-электронного баланса. Разновидности ОВР. Важнейшие окислители и восстановители. Окислительно-восстановительная двойственность химических элементов.

Тема 4.4 Электрохимические системы

Понятие электрохимической системы. Виды систем. Электродный потенциал металла. Электрохимический ряд напряжений. Свойства ряда активности. Химические источники электрического тока. Гальванический элемент. Принцип работы. Расчет ЭДС. Цепи химические, концентрационные и окислительно-восстановительные. Электролиз расплавов и водных растворов и его закономерности. Катодное восстановление и анодное окисление. Последовательность разряда ионов на электродах. Вторичные процессы при электролизе. Явление перенапряжения. Электролиз с нерастворимыми и растворимыми электродами. Законы Фарадея. Выход по току. Коррозия металлов. Основные виды коррозии. Химическая коррозия. Защитные пленки на поверхности металлов. Электрохимическая коррозия. Условия, влияющие на работу коррозионных элементов. Анодный процесс. Катодная деполяризация. Деполяризаторы. Атмосферная коррозия. Коррозия в кислой среде. Коррозия под действием блуждающих токов. Защита металлов от коррозии. Аккумуляторы. Виды. Принцип работы.

6. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

6.1. Перечень видов оценочных средств

Выполненные и защищенные лабораторные работы

Выполненные и зачтенные контрольные работы

Зачет по дисциплине
6.2. Темы письменных работ
Не предусмотрены учебным планом.
6.3. Контрольные вопросы и задания
ФОСы для компетенции ОПК-3 1) Легче остальных перечисленных электрон теряет атом: а) Na,* б) Mg; в) Al; г) Si. 2) Что регламентирует правило электронного баланса? Ответ: По правилу электронного баланса число электронов отданных восстановителем равно числу электронов принятых окислителем. 3) Скорость реакции $N_2(г) + 3H_2(г) \leftrightarrow 2NH_3(г)$ $Q > 0$ можно увеличить, а) повысить температуру; б) использовать катализатор; в) уменьшить давление; г) понизить температуру.* 4) По какому правилу можно рассчитать степень окисления элемента, если она не постоянна? Ответ: Сумма всех степеней окисления всех атомов в молекуле равна нулю. 5) К окислительно-восстановительной реакции не относится: а) $NaOH + HCl = NaCl + H_2O$; б) $6HCl + 2Al = 2AlCl_3 + 3H_2$; в) $2KMnO_4 = K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$; г) $2H_2 + O_2 = 2H_2O$. 6) Перечислить недостатки кислотных аккумуляторов. Ответ: небольшая удельная энергия, саморазряд при хранении, использование токсичного тяжелого металла при изготовлении – свинец, и использование серной кислоты. 7) При повышении температуры на 20° скорость реакции выросла в 16 раз. Температурный коэффициент реакции равен: а) 2; б) 2,5; в) 3; г) 4.* 8) Какие покрытия используют при химической защите металлов от коррозии? Ответ: Краски, эмали, смолы, оксидные, фосфатные, нитридные покрытия. 9) Молярная концентрация численно равна химическому количеству растворенного вещества (моль) в: а) 100 г раствора; б) 100 дм³ растворителя; в) 1 кг раствора; г) 1 литре раствора.* 10) Какой процесс называется осмосом? Ответ: Осмос - это процесс односторонней диффузии молекул растворителя через полупроницаемую мембрану в растворенное вещество. 11) При увеличении давления в 2 раза скорость химической реакции $2H_2(г) + O_2(г) = 2H_2O$ возрастет в: а) 2 раза; б) 4 раза; в) 6 раз; г) 8 раз.* 12) Что выражает константа электролитической диссоциации? Ответ: Отношение числа молекул электролита подвергшихся диссоциации к общему числу растворенных молекул. 13) При нормальных условиях температура газа равна: а) 0°C; * б) 25°C; в) 20°C; г) 273°C. 14) Чем характеризуется процесс восстановления элемента в окислительно-восстановительной реакции? Ответ: Процесс восстановления - это процесс принятия электронов, при котором степень окисления элемента понижается. 15) Какой из перечисленных ниже атомов имеет наибольший радиус: а) H; б) K;* в) Li; г) F. 16) Продолжите формулировку закона Авогадро: «В равных объемах любых газов, взятых при одинаковой температуре и давлении...»

Ответ: содержится одинаковое число молекул.

17) Наибольшее число атомных орбиталей содержится на:

- а) p – подуровне;
- б) s – подуровне;
- в) f – подуровне; *
- г) d – подуровне.

18) Какие соединения в химии называют оксидами?

Ответ: Оксиды – это соединения, содержащие в составе химический элемент и кислород.

19) В каких соединениях хлор может проявлять только окислительные свойства:

- а) NaClO_4 ; *
- б) KClO_3 ;
- в) Cl_2O ;
- г) HCl .

20) Что происходит с теплотой в эндотермической реакции?

Ответ: Теплота в ходе химической реакции поглощается.

21) Растворимость – это максимальная масса вещества, которую можно растворить при данной температуре в:

- а) 100 г раствора;
- б) 100 г растворителя; *
- в) 1 г раствора;
- г) 100 мл раствора.

22) Перечислите условия, относящиеся к стандартным условиям в термодинамике.

Ответ: температура 25°C (298K , давление 1 атм. ($101,3\text{ кПа}$; 760 мм.рт.ст.)).

23) При электролизе какого водного раствора на катоде будет выделяться только водород?

- а) CuSO_4 ;
- б) SnCl_2 ;
- в) K_2S ; *
- г) ZnBr_2 .

24) На что расходуется энергия активации молекулами, вступающими в химическую реакцию по теории Аррениуса?

Ответ: На преодоление отталкивания электронных оболочек молекул, на разрыв старых химических связей, образования активированного комплекса и образование новых химических связей.

25) При анодной защите металла от коррозии, защищаемый металл покрывают:

- а) менее химически активным металлом;
- б) металлом, электродный потенциал которого ниже; *
- в) металлом, электродный потенциал которого больше;
- г) металлом, который стоит в ряду напряжения после водорода.

26) Какие реакции называются обратимыми?

Ответ: Обратимые это такие реакции, продукты которых, взаимодействуя между собой, образуют исходные вещества, протекают как в прямом, так и в обратном направлении.

27) В гальваническом элементе Якоби-Даниэля:

- а) медь является анодом;
- б) цинк является катодом;
- в) электроны переходят от цинка к меди; *
- г) медь растворяется в процессе работы.

28) Что выражает молярная концентрация раствора?

Ответ: Количество молей растворенного вещества в одном литре раствора.

29) Отметьте уравнение реакции, в результате которой степень окисления атомов хлора повышается с 0 до +7:

- а) $\text{HCl} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{ClO}_2 + 5\text{H}^+$;
- б) $\text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+$;
- в) $\text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O} = 2\text{ClO}_4^- + 16\text{H}^+$; *
- г) $2\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} = \text{Cl}_2\text{O} + 4\text{H}^+$.

30) Как влияет давление на растворимость газов в жидкостях?

Ответ: При увеличении давления растворимость газов возрастает.

Вопросы к коллоквиумам:

1. Понятие о внутренней энергии системы. Первый закон термодинамики. Его применение для изохорных и изобарных процессов.
2. Понятие об энтальпии. Закон Гесса и его следствия. Понятие о теплотах образования сложных веществ. Расчет изменения энтальпии при химических реакциях.
3. Понятие об энтропии. Второй и третий законы термодинамики. Стандартная энтропия вещества. Расчет изменения энтропии системы.
4. Понятие об изобарно - изотермическом потенциале. Основное уравнение термодинамики. Условия возможности протекания процесса. Расчет изменения свободной энергии Гиббса.
5. Химическая кинетика. Скорость химической реакции в гомогенной и гетерогенной системах. Зависимость скорости химической реакции от концентрации. Физический смысл константы скорости химической реакции.
6. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант Гоффа и температурный коэффициент. Теория Аррениуса. Зависимость скорости химической реакции от энергии активации.

7. Катализ. Основные положения теории катализа. Механизм гомогенного и гетерогенного катализа.
8. Понятие об обратимых реакциях и химическом равновесии. Закон действующих масс для обратимых систем. Связь константы равновесия с термодинамическими функциями.
9. Принцип Ле-Шателье. Влияние изменения температуры, давления, концентрации веществ на смещение равновесия в системе.
10. Общая характеристика растворов. Способы выражения концентраций растворов
11. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Понятие о степени окисления, окислителях и восстановителях. Важнейшие окислители и восстановители.
12. Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. ОВР в различных средах. Типы ОВР.
13. Теория электродных потенциалов. Уравнение Нернста. Определение стандартных электродных потенциалов. Устройство водородного электрода. Ряд напряжений металлов.
14. Гальванические элементы. Устройство и принцип работы. Расчет ЭДС.
15. Электролиз в расплавах и растворах электролитов. Последовательность процессов протекающих на аноде и катоде. Законы Фарадея. Расчет объема и массы веществ, выделившихся при электролизе. Применение электролиза.
16. Коррозия металлов. Химическая, электрохимическая. Способы защиты металлов от коррозии.
17. Аккумуляторы. Кислотные. Щелочные. Принцип работы

Типовые вопросы к защите лабораторной работы «Скорость химических реакций»

1. Дать определение скорости химической реакции в гомо- и гетерогенных системах.
2. Закон действующих масс для необратимых реакций.
3. Теория Аррениуса. Энергия активации.
4. Правило Вант-Гоффа. Температурный коэффициент.

Типовые вопросы к защите лабораторной работы «Химическое равновесие»

1. Определение химического равновесия в системе. Его условия.
2. Закон действующих масс для обратимых реакций.
3. Принцип Ле-Шателье.

Типовые вопросы к защите лабораторной работы «Ионно-обменные реакции»

1. Какие реакции называются ионообменными? В чем их отличие от других типов реакций?
2. Какие признаки необратимости можно наблюдать во время проведения опыта?
3. Чем отличаются сильные электролиты от слабых?
4. Какие вещества относят к малодиссоциирующим ?

Типовые вопросы к защите лабораторной работы «Гидролиз солей»

1. Что такое гидролиз? Виды гидролиза.
2. Каковы количественные характеристики полноты протекания гидролиза?
3. Какие факторы влияют на процессы гидролиза?
4. До какой степени при обычных условиях протекает гидролиз многозарядных катионов и анионов?
5. Может ли раствор оставаться нейтральным, если растворённая соль сильно гидролизована?
6. Как определить pH в реакции гидролиза? Что служит сигналом для определения pH?

Типовые вопросы к защите лабораторной работы «Окислительно-восстановительные реакции»

1. Чем отличаются окислительно-восстановительные реакции от других химических реакций?
2. Какие вещества называются окислителями, а какие восстановителями?
3. Какие свойства – окислительные или восстановительные – могут проявлять соединения марганца KMnO_4 , MnO_2 , Mn(OH)_2 ?
4. Как изменяются степени окисления окислителя и восстановителя?
5. Какие степени окисления по знаку могут иметь металлы и неметаллы в своих соединениях?

Типовые задания по дисциплине:

1. Рассчитать эквивалентные массы следующих соединений PbO , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, Na_2SiO_3 , Sn(OH)_2 , Al , CrOHCl_2 .
2. Расписать электронную конфигурацию атома марганца. Указать возможные валентности и химические свойства. Описать квантовыми числами валентные электроны атома.
3. Рассчитать тепловой эффект реакции горения ацетилена (н.у.)
4. Рассчитать, во сколько раз изменится скорость химической реакции, если увеличить температуру с 50 до 80 градусов по Цельсию, температурный коэффициент равен 3.
5. Куда сместится химическое равновесие системы $\text{A(г)} + 2\text{B(г)} \leftrightarrow \text{C(к)}$ $\Delta H < 0$; если
увеличить температуру
понижить концентрацию вещества В
понижить давление в системе
написать выражение для константы равновесия данной реакции.
6. Рассчитать молярную концентрацию 200 г 20% раствора хлорида кальция ($\rho = 1,015$ г/мл).
7. На сколько понизится давление пара над раствором при 25 °С, содержащим 15 г глюкозы в 150 г воды. Давление пара над чистым растворителем (при той же температуре) равно 26 кПа.
8. Написать реакции гидролиза солей K_2CO_3 , NaCl , MnSO_3 , FeSO_4 указать pH в каждом случае гидролиза.
9. Уровнять методом электронного баланса
 $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
10. Рассчитать ЭДС гальванического элемента, состоящего из пластин олова и меди, при их концентрации в растворах соответственно [1] моль/л и [0,01] моль/л. Указать направление движение электронов.

Контрольные работы по каждой теме

- "Основные законы химии"
- "Строение атома"
- "Химическая связь"
- "Энергетика химических реакций"
- "Кинетика химических реакций"
- "Химическое равновесие"
- "Состав растворов"
- "Свойства растворов"
- "Гидролиз солей"
- "Окислительно-восстановительные реакции"
- "Гальванический элемент"
- "Электролиз расплавов и растворов"

6.4. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания

Критерии контроля усвоения материала дисциплины при выставлении промежуточной аттестации по дисциплине:

Зачет по дисциплине ставится по итогам работы обучающегося в течение семестра, выраженным в виде выполнения контрольных работ, работы на коллоквиумах, выполнения и защиты лабораторных работ.

7. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

7.1 Рекомендуемая литература

7.1.1. Основная литература

	Авторы, составители	Заглавие	Издательство, год
Л1.1	Росин И. В., Томина Л. Д.	Общая и неорганическая химия. Современный курс: Учебное пособие для бакалавров	Москва: Издательство Юрайт, 2016
Л1.2	Глинка Николай Леонидович	Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие	Москва: Интеграл-Пресс, 2001

7.1.2. Дополнительная литература

	Авторы, составители	Заглавие	Издательство, год
Л2.1	Витвинина Галина Николаевна	Общая химия: лабораторный практикум: для студ. 1 курса, обуч. по спец. 280700 "Техносферная безопасность"	Новосибирск: НГавт, 2012
Л2.2	Зайцев В. П., Мокровицкая Н. П., Кирилюк А. И.	Химия: методические указания по выполнению лабораторных работ	Новосибирск: СГУВТ, 2018
Л2.3	Ярославцева Анна Сергеевна	Химия: лабораторный практикум	Новосибирск: СГУВТ, 2018

7.2 Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети "Интернет"

Э1	Конспект лекций по общей химии
Э2	Образовательный портал СГУВТ. Электронный курс "Химия"

8. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Назначение	Оборудование
Учебная аудитория для проведения групповых и индивидуальных консультаций	Аудиторная доска; Комплект учебной мебели; Комплекты химической посуды и реактивов для проведения химического практикума; Вытяжной шкаф
Учебная аудитория для проведения текущего контроля и промежуточной аттестации	Аудиторная доска; Комплект учебной мебели; 6 комплектов для лабораторной работы по определению жесткости воды (штативы с пробирками, набор химических реактивов); 6 комплектов для лабораторной работы по определению электропроводных растворов солей (ПК-2шт., источник тока-3 шт., штативы с пробирками, электроды измерительные, электроды сравнения); 6 комплектов для лабораторной работы по определению ионообменных реакций (штативы с пробирками, набор реактивов, pH-метры); Вытяжной шкаф
Учебная аудитория для проведения групповых и индивидуальных консультаций	Аудиторная доска; Комплект учебной мебели; Мультимедийное оборудование: проектор (стационарный), экран (стационарный), ПК (переносной)
Помещение для самостоятельной работы обучающихся	Комплект учебной мебели; ПК – 10 шт., подключенных к сети "Интернет" и обеспечивающих доступ в электронную информационно-образовательную среду Университета.