

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Мочалин Константин Сергеевич
Должность: И.о. ректора
Дата подписания: 29.05.2026 19:29:42
Уникальный программный ключ:
b7695d6b97247fced4385685adb0d9f8e6f2cdf

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 | 23.03.03 Направление подготовки "Эксплуатация транспортно-технологических машин и комплексов" Профиль "Эксплуатация перегрузочного оборудования портов и транспортных терминалов" год начала подготовки 2026 | |
| Квалификация | бакалавр | |
| Форма обучения | очная | |
| Общая трудоемкость | 3 ЗЕТ | |
| Часов по учебному плану | 108 | Виды контроля на курсах: зачет 2 |
| в том числе: | | |
| аудиторные занятия | 32 | |
| самостоятельная работа | 74 | |

Распределение часов дисциплины по семестрам

| Семестр (<Курс>.<Семестр на курсе>) | 2 (1.2) | | Итого | |
|---|---------|-----|-------|-----|
| | уп | ип | | |
| Неделя | 19 2/6 | | | |
| Вид занятий | уп | ип | уп | ип |
| Лекции | 16 | 16 | 16 | 16 |
| Лабораторные | 16 | 16 | 16 | 16 |
| Иная контактная работа | 2 | 2 | 2 | 2 |
| Итого ауд. | 32 | 32 | 32 | 32 |
| Контактная работа | 34 | 34 | 34 | 34 |
| Сам. работа | 74 | 74 | 74 | 74 |
| Итого | 108 | 108 | 108 | 108 |

Рабочая программа дисциплины

разработана в соответствии с ФГОС:

Федеральный государственный образовательный стандарт высшего образования - бакалавриат по направлению подготовки 23.03.03 Эксплуатация транспортно-технологических машин и комплексов (приказ Минобрнауки России от 07.08.2020 г. № 916)

составлена на основании учебного плана образовательной программы:

23.03.03 Направление подготовки "Эксплуатация транспортно-технологических машин и комплексов"
Профиль "Эксплуатация перегрузочного оборудования портов и транспортных терминалов"
год начала подготовки 2026

Рабочую программу составил(и):

старший преподаватель, Мокровицкая Н.В.

Рабочая программа одобрена на заседании кафедры

Заведующий кафедрой Линевиц Ольга Игоревна

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: |
| 2.2 | 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 турбомашин |
| 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 | Общая электротехника и электроника |
| 2.2.22 | Общий курс беспилотных транспортных систем |
| 2.2.23 | Теплотехника |

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

ОПК-1: Способен применять естественнонаучные и общинженерные знания, методы математического анализа и моделирования в профессиональной деятельности;

ОПК-1.2: Применяет естественнонаучные и общинженерные знания, методы математического анализа и моделирования в профессиональной деятельности

В результате освоения дисциплины обучающийся должен

| | |
|------------|--|
| 3.1 | Знать: |
| 3.1.1 | Основные законы химии, классификацию и свойства химических веществ и их области применения |
| 3.2 | Уметь: |
| 3.2.1 | Использовать основные методы исследования веществ |
| 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 | | | | |

| | | | | | |
|--------|---|---|----|--------------------------------|---|
| Лек | Основные понятия и законы химии /Лек/ | 2 | 2 | | 0 |
| Лаб | Инструктаж по технике безопасности. Основные понятия /Лаб/ | 2 | 2 | Л1.1 | 0 |
| Ср | Классы и названия химических соединений /Ср/ | 2 | 4 | | 0 |
| Лаб | Основные законы химии /Лаб/ | 2 | 2 | | 0 |
| Ср | Основные законы химии /Ср/ | 2 | 10 | | 0 |
| Раздел | Раздел 2. Химическая термодинамика и кинетика | | | | |
| Лек | Энергетика химических реакций /Лек/ | 2 | 2 | Л1.1 Э1 | 0 |
| Ср | Энергетика химических реакций /Ср/ | 2 | 10 | | 0 |
| Лек | Скорость химических реакций /Лек/ | 2 | 2 | Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.3 Э2 | 0 |
| Лаб | Скорость химических реакций /Лаб/ | 2 | 2 | | 0 |
| Ср | Скорость химических реакций /Ср/ | 2 | 10 | Л1.1 Э1 | 0 |
| Лек | Химическое равновесие /Лек/ | 2 | 2 | Л1.2Л2.1 Л2.3 Э2 | 0 |
| Лаб | Химическое равновесие /Лаб/ | 2 | 2 | | 0 |
| Ср | Химическое равновесие /Ср/ | 2 | 10 | | 0 |
| Раздел | Раздел 3. Химические системы | | | | |
| Лек | Состав и свойства растворов /Лек/ | 2 | 2 | Л1.1 Л1.2 Э2 | 0 |
| Лаб | Состав и свойства растворов /Лаб/ | 2 | 2 | Л1.2Л2.1 Л2.3 | 0 |
| Лаб | Гидролиз солей /Лаб/ | 2 | 2 | Л1.2Л2.1 Л2.3 Э2 | 0 |
| Ср | Состав и свойства растворов. Гидролиз солей /Ср/ | 2 | 10 | | 0 |
| Лек | Окислительно-восстановительные реакции /Лек/ | 2 | 2 | Э1 | 0 |
| Лаб | Окислительно-восстановительные реакции /Лаб/ | 2 | 2 | Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Э2 | 0 |
| Ср | Окислительно-восстановительные реакции /Ср/ | 2 | 10 | | 0 |
| Лек | Гальванический элемент. Электролиз. Коррозия металлов. Аккумуляторы /Лек/ | 2 | 4 | Э1 | 0 |
| Лаб | Коррозия металлов /Лаб/ | 2 | 2 | Л1.1 Л1.2 Э2 | 0 |
| Ср | Электрохимические системы /Ср/ | 2 | 10 | | 0 |
| ИКР | Защита лабораторных работ /ИКР/ | 2 | 2 | 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. Центральный ион (комплексообразователь). 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 индивидуальные работы
 Зачет по дисциплине

6.2. Темы письменных работ**6.3. Контрольные вопросы и задания**

ФОСы для компетенции ОПК-1.2

1) Какова сокращенная электронная конфигурация атома элемента с порядковым номером 20?

- а) [Ar]4s1;
- б) [Ne]3s1;
- в) [Ar]4s2;*
- г) [Ne]3s2.

2) Как меняются свойства химических элементов слева направо по периоду?

Ответ: металлические, восстановительные свойства убывают, а неметаллические, окислительные свойства усиливаются.

3) Число неспаренных электронов в атоме фосфора в основном состоянии равно:

- а) 5;
- б) 4;
- в) 3;*
- г) 2.

4) Что происходит с теплотой в экзотермическом процессе?

Ответ: Теплота в ходе химической реакции выделяется, изменение энтальпии при этом имеет отрицательные значения $\Delta H_{\text{р}} < 0$.

5) Какое утверждение справедливо для последовательности элементов C, N, O?

- а) слева направо уменьшается радиус атома;*
- б) слева направо уменьшается электроотрицательность атомов;
- в) справа налево возрастает число электронных слоев;
- г) слева направо усиливаются восстановительные свойства.

6) Какая функция в термодинамике определяет самопроизвольное протекание реакции?

Ответ: Функция называется энергия Гиббса или изобарно-изотермический потенциал.

7) Формула высшего оксида элемента Э2O7. Укажите электронную конфигурацию валентных электронов атома элемента:

- а) ns2np2;
- б) ns2np3;
- в) ns2np4;
- г) ns2np5*

8) Какой металл является анодом в гальваническом элементе $\text{Zn} \mid \text{Zn}^{2+} \parallel \text{Cu}^{2+} \mid \text{Cu}$ Якоби-Даниэля?

Ответ: Анодом является цинк, как более химически активный элемент с более низким значением электродного потенциала.

9) Из чего состоит любой раствор?

Ответ: Из молекул растворителя и растворенного вещества и продуктов их взаимодействия.

10) В реакции, схема которой $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{Cl}^- = 3\text{Cl}_2 + 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$, окислителями являются атомы элемента, символ которого:

- а) Cl;
- б) Cr;*
- в) H;
- г) O.

11) Каким свойством обладают растворы электролитов?

Ответ: Проводить электрический ток.

12) Функция, характеризующая неупорядоченность в термодинамической системе, называется:

- а) энтальпия;
- б) энтропия;*
- в) энергия Гиббса;
- г) изотерма.

13) Что происходит при электролитической диссоциации молекул электролита в водных растворах?

Ответ: молекулы распадаются на ионы – катионы и анионы.

14) Реакция идет самопроизвольно в прямом направлении, при условии:

- а) $\Delta G < 0$;*
- б) $\Delta G > 0$;
- в) $\Delta G = 0$;
- г) $\Delta G \geq 0$.

15) Что характеризует водородный показатель pH?

Ответ: Концентрацию катионов водорода в растворе, характер среды – кислотную, щелочную или нейтральную.

16) По следствию закона Гесса тепловой эффект реакции находится по уравнению:

- а) $\Delta S_{x.p.} = \Sigma S_{\text{продуктов реакции}} - \Sigma S_{\text{исходных веществ}}$;
- б) $\Delta H_{x.p.} = \Sigma \Delta H_{\text{продуктов реакции}} - \Sigma \Delta H_{\text{исходных веществ}}$;*
- в) $\Delta G_{x.p.} = \Sigma \Delta G_{\text{продуктов реакции}} - \Sigma \Delta G_{\text{исходных веществ}}$;
- г) $\Delta G_{x.p.} = \Delta H - T \cdot \Delta S \cdot 10^{-3}$.

17) Какие реакции в химии называют гидролизом солей?

Ответ: Реакции обмена между молекулами воды и растворенными в ней солями.

18) В наибольшей степени сместить в сторону образования продукта равновесие в системе $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{SO}_3(\text{г}) + \text{Q}$ можно, если одновременно:

- а) повысить и давление, и температуру;
- б) понизить давление, и температуру;
- в) понизить давление, повысить температуру;
- г) повысить давление, понизить температуру.*

19) Какие реакции в химии относятся к окислительно-восстановительным?

Ответ: Реакции, в результате которых изменяются степени окисления у элементов.

20) При повышении температуры:

- а) возрастает скорость как экзотермических, так и эндотермических реакций;
- б) скорость экзотермических реакций возрастает, а эндотермических – уменьшается;
- в) скорость экзотермических реакций уменьшается, а эндотермических возрастает;*
- г) уменьшается скорость как экзо-, так эндотермических реакций.

21) Что показывает степень окисления элемента?

Ответ: количество электронов, смещенных от атома элемента (положительная степень окисления) или к атому данного элемента (отрицательная степень окисления).

22) Равновесие процесса $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = \text{H}_2\text{CO}_3(\text{р-р}) + \text{Q}$ в сторону образования угольной кислоты смещают :

- а) понижение давления;
- б) повышение температуры;
- в) увеличение концентрации углекислого газа;*
- г) понижение давления.

23) В чем особенность внутримолекулярных окислительно-восстановительных реакций?

Ответ: В таких реакциях окислитель и восстановитель находятся в одной молекуле.

24) Степень окисления серы в NaHSO_3 равна:

- а) +6;
- б) -2;
- в) 0;
- г) +4.*

25) Какие процессы называются электрохимическими?

Ответ: В результате которых, химическая энергия преобразуется в электрическую и наоборот.

26) Из перечисленных элементов наиболее электроотрицательным является:

- а) азот;
- б) кислород;
- в) хлор;
- г) фтор.*

27) В каком направлении происходит движение электронов в гальваническом элементе?

Ответ: От анода к катоду.

28) Выберите определение описывающее процесс диссоциации:

- а) взаимное проникновение соприкасающихся тел вдруг друга;
- б) процесс растворения электролитов под действием воды;*
- в) процесс присоединения воды к молекулам, атомам или ионам;
- г) процесс присоединения атомов.

29) Как определить какой металл будет анодом в гальваническом элементе?

Ответ: Металл с более низким электродным потенциалом, стоящим в ряду напряжений левее второго металла.

30) Выберите определение описывающее процесс гидратации:

- а) взаимное проникновение соприкасающихся тел вдруг друга;
- б) процесс растворения электролитов под действием воды;
- в) процесс присоединения воды к молекулам, атомам или ионам;*
- г) процесс растворения электролитов под действием электрического тока.

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 , $\text{Mn}(\text{OH})_2$?
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 , $\text{Sn}(\text{OH})_2$, 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 ацетилен (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 сместиться химическое равновесие системы $\text{A}(\text{г}) + 2\text{B}(\text{г}) \leftrightarrow \text{C}(\text{к})$ $\Delta H < 0$; если

- увеличить температуру
- понизить концентрацию вещества В
- понизить давление в системе

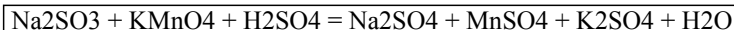
написать выражение для константы равновесия данной реакции.

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



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.

Индивидуальные 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

Решение типовых заданий, тестов, защита теоретического материала на лабораторных занятиях.

Лабораторная работа считается сданной, при выполнении следующих условий: студент на ней присутствовал, выполнил, защитил теоретический материал по данной теме. Индивидуальная работа считается выполненной, при решении студентом 70% заданий содержащихся в варианте.

Зачет по дисциплине ставится по итогам работы обучающегося в течение семестра, выраженным в виде выполнения индивидуальных 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., Кирилук 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, рН-метры); Вытяжной шкаф |
| Учебная аудитория для проведения групповых и индивидуальных консультаций | Аудиторная доска; Комплект учебной мебели; Мультимедийное оборудование: проектор (стационарный), экран (стационарный), ПК (переносной) |