

Документ подписан простой электронной подписью
 Информация о владельце:
 ФИО: Мочалин Константин Сергеевич
 Должность: И.о. ректора
 Дата подписания: 03.07.2026 11:50:14
 Уникальный программный ключ:
 b7695d6b97247fced4385685adb0d9f8e6f2cdf

ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО МОРСКОГО И РЕЧНОГО ТРАНСПОРТА

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

Б1.О.09

Химия

рабочая программа дисциплины (модуля)

Закреплена за кафедрой	Естественно-научных дисциплин		
Образовательная программа	23.03.01 Направление подготовки "Технология транспортных процессов" Профиль "Организация перевозок и управление на водном транспорте" год начала подготовки 2022		
Квалификация	бакалавр		
Форма обучения	заочная		
Общая трудоемкость	3 ЗЕТ		
Часов по учебному плану	108	Виды контроля в семестрах: зачет 1	
в том числе:			
аудиторные занятия	12		
самостоятельная работа	94		

Распределение часов дисциплины по курсам

Курс	1		Итого	
	уп	ип		
Лекции	6	6	6	6
Лабораторные	6	6	6	6
Иная контактная работа	2	2	2	2
Итого ауд.	12	12	12	12
Контактная работа	14	14	14	14
Сам. работа	94	94	94	94
Итого	108	108	108	108

Рабочая программа дисциплины

разработана в соответствии с ФГОС:

Федеральный государственный образовательный стандарт высшего образования - бакалавриат по направлению подготовки 23.03.01 Технология транспортных процессов (приказ Минобрнауки России от 07.08.2020 г. № 911)

составлена на основании учебного плана образовательной программы:

23.03.01 Направление подготовки "Технология транспортных процессов"
Профиль "Организация перевозок и управление на водном транспорте"
год начала подготовки 2022

Рабочую программу составил(и):

;старший преподаватель , Мокровицкая Наталья Владимировна

Рабочая программа одобрена на заседании кафедры

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:
2.2	Дисциплины и практики, для которых освоение данной дисциплины (модуля) необходимо как предшествующее:
2.2.1	Инженерная компьютерная графика
2.2.2	Вероятность и статистика
2.2.3	Философия
2.2.4	Геоинформационные системы
2.2.5	Технологии сбора и обработки информации
2.2.6	Технологическая (проектно-технологическая) практика
2.2.7	Программируемые логические контроллеры
2.2.8	Экономика
2.2.9	Основы гидрологии
2.2.10	Технологическая (производственно-технологическая) практика

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

УК-1: Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач

УК-1.1: знать методы осуществления поиска, критического анализа и синтеза информации

УК-1.2: уметь применять системный подход для решения поставленных задач

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

ОПК-1.1: знать принципы естественнонаучных и общинженерных знаний, а также методы математического анализа и моделирования в профессиональной деятельности

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

ОПК-1.3: владеть навыками применения естественнонаучных и общинженерных знаний, а также методы математического анализа и моделирования в профессиональной деятельности

ОПК-3: Способен в сфере своей профессиональной деятельности проводить измерения и наблюдения, обрабатывать и представлять экспериментальные данные и результаты испытаний;

ОПК-3.1: знать методы и способы измерения и наблюдения, обработки и представления экспериментальных данных и результатов испытания в сфере своей профессиональной деятельности

ОПК-3.2: уметь в сфере своей профессиональной деятельности проводить измерения и наблюдения, обрабатывать и представлять экспериментальные данные и результаты испытаний

В результате освоения дисциплины обучающийся должен

3.1	Знать:
-----	--------

3.2	Уметь:
3.3	Владеть:

4. СТРУКТУРА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Вид занятия	Наименование разделов и тем /вид занятия/	Семестр / Курс	Часов	Литература	ПрПо дгот
Раздел	Раздел 1. Основные законы химии				
Лек	Основные законы и понятия химии /Лек/	1	1	Л2.1 Л2.2	0
Лаб	Основные законы химии. Лабораторный инструктаж по технике безопасности. /Лаб/	1	1	Л3.1	0
Ср	Решение самостоятельной работы по темам " Остаточные знания", "Общие законы химии" /Ср/	1	10	Л1.1	0
Раздел	Раздел 2. Строение вещества				
Ср	Строение атома.Решение самостоятельной работы по теме "строение атома". /Ср/	1	12	Л1.1	0
Раздел	Раздел 3. Химическая термодинамика и кинетика				
Лек	Химическая термодинамика и кинетика.Химическое равновесие. /Лек/	1	1	Л2.1 Л2.2	0
Лаб	Химическая термодинамика и кинетика. Решение задач по теме "Химическая термодинамика" /Лаб/	1	1		0
Лаб	Химическая термодинамика и кинетика.Лабораторная работа "Скорость химической реакции" /Лаб/	1	2	Л3.1	0
Ср	Химическая термодинамика и кинетика.Решение самостоятельных работ по темам "Химическая термодинамика", "Химическая кинетика". /Ср/	1	20	Л1.1	0
Раздел	Раздел 4. Растворы и их свойства				
Лек	Растворы и их свойства. /Лек/	1	2	Л2.1 Л2.2	0
Ср	Растворы и их свойства.Решение самостоятельных работ по темам "Растворы и их свойства", "Ионнообменные реакции", "Гидролиз солей". /Ср/	1	26	Л1.1	0
Раздел	Раздел 5. Электрохимические системы				
Лек	Электрохимические системы /Лек/	1	2	Л2.1 Л2.2	0
Лаб	Электрохимические системы. Лабораторная работа "ОВР" /Лаб/	1	2	Л3.1	0
Ср	Электрохимические системы /Ср/	1	26	Л1.1	0
ИКР	Защита лабораторных работ /ИКР/	1	2	Л1.1Л2.1 Л2.2Л3.1	0

5. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Раздел 1

Тема 1 Общие законы химии

Основные цели и задачи дисциплины, ее структура и связь с дисциплинами в общей системе подготовки специалиста. Основные стехиометрические законы. Основные направления технического прогресса в отрасли.

Раздел 2: «Строение вещества»

Тема 2.1 Строение атома Квантовые числа. Распределение электронов по уровням и подуровням. Влияние свойств химического элемента в зависимости от его электронной конфигурации.

Тема 2.2 Периодический закон Д.И.Менделеева Структура периодической системы. Периодичность изменения свойств химических элементов и их соединений.

Раздел 3: «Химическая термодинамика и кинетика»

Тема 3.1 Предмет и основные понятия в химической термодинамике.Виды термодинамических систем и параметров. Классификация термодинамических процессов. Внутренняя энергия и энтальпия. Тепловые эффекты и их использование в химической технологии. Энтропия.

Тема 3.2 Энергия Гиббса. Направленность химических реакций.Исследование основоного уравнения термодинамики.

Тема 3.3 Скорость химических реакций в гомо- и гетерогенных системах. Факторы, влияющие на скорость реакций. Теория Аррениуса. Катализаторы. Гомогенный и гетерогенный катализ. Закон действующих масс для необратимых реакций. Правила Вант-Гоффа.Химическое и фазовое равновесие.Понятие об обратимых и необратимых реакциях. Химическое равновесие. Закон действующих масс для обратимых реакций. Факторы, влияющие на химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье.

Раздел 4: «Растворы и их свойства»

Тема 4.1 Классификация растворов. Способы выражения концентрации раствора.

Тема 4.2 Растворы неэлектролитов и их коллигативные свойства. Закон разбавления Оствальда.

Тема 4.3 Ионнообменные реакции и гидролиз солей. Теория электролитической диссоциации. Степень и константа диссоциации. Слабые и сильные электролиты. Свойства растворов электролитов. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Индикаторы. Основные типы гидролиза солей. Определение pH в каждом типе. Степень гидролиза. Факторы, влияющие на процесс гидролиза.

Раздел 5 "Электрохимические системы "

Тема 5.1 Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Основные понятия дан-ных 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 5.2 Основы электрохимии. Понятие электрохимической системы. Виды систем. Электродный потенциал металла.

Электрохимический ряд напряжений. Свойства ряда активности. Химические источники электрического тока.

Тема 5.3 Гальванический элемент. Принцип работы. Расчет ЭДС.

Тема 5.4 Электролиз водных растворов и его закономерности.

Тема 5.5 Коррозия металлов. Защита металлов от коррозии.

6. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

6.1. Перечень видов оценочных средств

Защищенные лабораторные работы.

Решенные самостоятельные работы.

Зачет по дисциплине

6.2. Темы письменных работ

6.3. Контрольные вопросы и задания

Типовые вопросы к промежуточной аттестации обучающихся по дисциплине

1. Основные законы химии. Закон сохранения массы веществ. Закон постоянства состава. Закон Авогадро и его следствия. Закон эквивалентов. Определение эквивалентных масс простых и сложных веществ.

2. Теории строения атома Резерфорда и Бора. Состав атома. Относительная атомная масса элемента.

3. Квантовые числа.

4. Распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням. Принцип Паули. Правило Хунда. Правило Клечковского.

5. Понятие об s-, p-, d-, f- элементах. Характер соединений ими образуемых.

6. Периодический закон. Структура периодической системы. Понятие о группах, подгруппах и периодах.

Периодическое изменение свойств химических элементов в группах и периодах: заряд ядра; радиус атома; энергия ионизации; энергия сродства к электрону; электроотрицательность; окислительно-восстановительные свойства.

7. Понятие о внутренней энергии системы. Первый закон термодинамики. Его применение для изохорных и изобарных процессов.

8. Понятие об энтальпии. Закон Гесса и его следствия. Понятие о теплотах образования сложных веществ. Расчет изменения энтальпии при химических реакциях.

9. Понятие об энтропии. Второй и третий законы термодинамики. Стандартная энтропия вещества. Расчет изменения энтропии системы.

10. Понятие об изобарно - изотермическом потенциале. Основное уравнение термодинамики. Условия возможности протекания процесса. Расчет изменения свободной энергии Гиббса.

11. Химическая кинетика. Скорость химической реакции в гомогенной и гетерогенной системах. Зависимость скорости химической реакции от концентрации. Физический смысл константы скорости химической реакции.

12. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант Гоффа и температурный коэффициент. Теория Аррениуса. Зависимость скорости химической реакции от энергии активации.

13. Катализ. Основные положения теории катализа. Механизм гомогенного и гетерогенного катализа.

14. Понятие об обратимых реакциях и химическом равновесии. Закон действующих масс для обратимых систем. Связь константы равновесия с термодинамическими функциями.

15. Принцип Ле-Шателье. Влияние изменения температуры, давления, концентрации веществ на смещение равновесия в системе.

16. Общая характеристика растворов. Способы выражения концентраций растворов.

17. Термодинамика процессов растворения. Влияние температуры и давления на растворимость веществ.

18. Коллигативные свойства идеальных растворов. Закон Вант-Гоффа. Закон Рауля и его следствия. Способы определения молекулярной массы растворенного вещества.

19. Понятие об электролитах. Теория электролитической диссоциации. Общий принцип диссоциации. Электролиты. Основные положения теории электролитической диссоциации. Диссоциация кислот (одно- и многоосновных), оснований (одно- и многокислотных), солей (средних, кислых, основных).

20. Коллигативные свойства растворов электролитов. Изотонический коэффициент. Степень диссоциации. Понятие о

сильных и слабых электролитах.

21. Слабые электролиты. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда.
22. Сильные электролиты. Активность ионов. Понятие о кажущейся степени диссоциации.
23. Ионное произведение воды. Показатель водорода. Индикаторы.
24. Ионно-обменные реакции в растворах электролитов. Условия необратимости ионно-обменных реакций.
25. Жесткость воды. Временная и постоянная. Способы устранения.
26. Гидролиз солей. Обратимость гидролиза. Степень гидролиза. Константа гидролиза. Условия усиления гидролиза. Гидролиз различных типов солей.
27. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Понятие о степени окисления, окислителях и восстановителях. Важнейшие окислители и восстановители.
28. Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. ОВР в различных средах. Типы ОВР.
29. Теория электродных потенциалов. Уравнение Нернста. Определение стандартных электродных потенциалов. Устройство водородного электрода. Ряд напряжений металлов.
30. Гальванические элементы. Устройство и принцип работы. Расчет ЭДС.
31. 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.
32. Коррозия металлов. Химическая, электрохимическая. Способы защиты металлов от коррозии.
33. Аккумуляторы. Кислотные. Щелочные. Принцип работы.

Типовые задания по дисциплине:

1. Рассчитать эквивалентные массы следующих соединений PbO , $H_2Cr_2O_7$, 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 $A(g) + 2B(g) \leftrightarrow C(k) \quad \Delta H < 0$; 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
 $Na_2SO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
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.

6.4. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания

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

Оценки по защите лабораторных работ.

Оценки по решению самостоятельных 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	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	Росин И. В., Томина Л. Д.	Общая и неорганическая химия. Современный курс: Учебное пособие для бакалавров	Москва: Издательство Юрайт, 2016
Л2.2	Коровин Николай Васильевич	Общая химия: учебник	Москва: Высшая школа, 2007

7.1.3. Методические разработки

	Авторы, составители	Заглавие	Издательство, год
Л3.1	Зайцев В. П., Мокровицкая Н. П., Кирилук А. И.	Химия: методические указания по выполнению лабораторных работ	Новосибирск: СГУВТ, 2018

8. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

[illegible]

Учебная аудитория для проведения текущего контроля и промежуточной аттестации	Аудиторная доска; Комплект учебной мебели; Мультимедийное оборудование: проектор (стационарный), экран (стационарный), ПК (переносной)
---	--