

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Мочалин Константин Сергеевич
Должность: И.о. ректора
Дата подписания: 30.05.2026 14:49:15
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	26.03.04	Направление подготовки "Инженерно-экономическое обеспечение технологий и бизнес-процессов водного транспорта"	обеспечение
		Профиль "Инженерно-экономическое обеспечение бизнес-процессов"	
		год начала подготовки 2026	
Квалификация	бакалавр		
Форма обучения	заочная		
Общая трудоемкость	3 ЗЕТ		
Часов по учебному плану	108	Виды контроля в семестрах:	
в том числе:		зачет 1	
аудиторные занятия	10		
самостоятельная работа	96		

Распределение часов дисциплины по курсам

Курс	1		Итого	
	уп	рп		
Лекции	6	6	6	6
Лабораторные	4	4	4	4
Иная контактная работа	2	2	2	2
Итого ауд.	10	10	10	10
Контактная работа	12	12	12	12
Сам. работа	96	96	96	96
Итого	108	108	108	108

Рабочая программа дисциплины

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 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	Общий курс беспилотных транспортных систем
2.2.22	Физика

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. Общая химия				
Лек	Общие законы химии. Химическая термодинамика и кинетика. /Лек/	1	2	Л1.1 Э1	0
Лаб	Скорость химической реакции /Лаб/	1	2	Л1.1 Л1.2 Э2	0
Лек	Окислительно-восстановительные реакции. /Лек/	1	2	Л1.1 Л1.2 Э2	0
Лек	Основы электрохимии. Гальванические элементы. Электролиз. Коррозия металлов. /Лек/	1	2		0
Лаб	Коррозия металлов /Лаб/	1	2	Л1.1 Л1.2 Л2.1 Э2	0
Ср	Подготовка к лабораторным работам /Ср/	1	20		0
Ср	Итоговое тестирование /Ср/	1	76		0
ИКР	Защита лабораторных работ /ИКР/	1	2	Л1.1 Л1.2 Э1	0

5. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)
<p>Раздел "Общая химия"</p> <p>Лекция "Основные законы химии" Основные цели и задачи дисциплины, ее структура и связь с дисциплинами в общей системе подготовки специалиста. Фундаментальные закономерности химии как теоретической основы новых наукоемких технологий. Основные стехиометрические законы. Основные направления технического прогресса в отрасли.</p> <p>Лекция "Строение вещества" Строение атома. Квантовые числа. Распределение электронов по уровням и подуровням. Влияние свойств химического элемента в зависимости от его электронной конфигурации.</p> <p>Лекция "Периодический закон Д.И. Менделеева". Структура периодической системы. Периодичность изменения свойств химических элементов и их соединений.</p> <p>Лекция " Химическая связь". Основные свойства химической связи. Ковалентная химическая связь. Полярность связи. Насыщаемость. Направленность. Ионная связь. Кристаллы. Металлическая связь. Водородная связь. Ван-дер-ваальсово взаимодействие молекул. Влияние типа химической связи на физико-химические свойства веществ.</p> <p>Лекция "Химическая термодинамика" Энергетика химических процессов. Понятие термодинамической системы. Виды систем. Термодинамические параметры системы. Классификация термодинамических процессов. Внутренняя энергия и энтальпия. Тепловые эффекты и их использование в химической технологии. Энтропия. Энергия Гиббса. Основные законы термодинамики.</p> <p>Лекция "Химическая кинетика" Скорость химических реакций 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.</p> <p>Лекция "Растворы и их свойства" Классификация растворов. Способы выражения концентрации раствора. Растворы неэлектролитов и их коллигативные свойства. Закон разбавления Оствальда. Теория электролитической диссоциации. Степень и константа диссоциации. Слабые и сильные электролиты. Свойства растворов электролитов.</p> <p>Лекция "Ионно-обменные реакции. Гидролиз солей" Ионное произведение воды. Водородный показатель. Индикаторы. Основные типы гидролиза солей. Определение pH в каждом типе. Степень гидролиза. Факторы, влияющие на процесс гидролиза.</p> <p>Лекция "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.</p>

Разновидности ОВР. Важнейшие окислители и восстановители. Окислительно-восстановительная двойственность химических элементов.

Лекция "Основы электрохимии"

Понятие электрохимической системы. Виды систем. Электродный потенциал металла. Электрохимический ряд напряжений. Свойства ряда активности. Химические источники электрического тока. Гальванический элемент. Принцип работы. Расчет ЭДС. Электролиз водных растворов и его закономерности. Коррозия металлов. 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 зачетные контрольные работы
Зачет по дисциплине

6.2. Темы письменных работ

Не предусмотрено 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 $N_2(g) + 3H_2(g) \leftrightarrow 2NH_3(g) Q > 0$ 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 $2H_2(g) + O_2(g) = 2H_2O$ 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) NaClO₄; *
- б) KClO₃;
- в) Cl₂O;
- 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 кПа; 760 мм.рт.ст.).

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

- а) CuSO₄;
- б) SnCl₂;
- в) K₂S; *
- г) ZnBr₂.

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.

Типовые вопросы к подготовке защиты лабораторных работ 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 , $CrONCl_2$.
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 B

- 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 рН 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.

Индивидуальные задания:

"Основные законы химии. Строение атома. Химическая связь"

"Энергетика химических превращений"

"Кинетика химических реакций. Химическое равновесие"

"Состав и свойства растворов. Реакции ионного обмена. Гидролиз солей"

"Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимия"

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. Контрольная 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 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	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 занятий лекционного типа	Аудиторная доска; Комплект учебной мебели; Мультимедийное оборудование: проектор (стационарный), экран (стационарный), ПК (переносной)
Кабинет химии - учебная аудитория для проведения лабораторных занятий	Аудиторная доска; Комплект учебной мебели; Комплекты химической посуды и реактивов для проведения химического практикума; Вытяжной шкаф
Помещение для самостоятельной работы обучающихся	Комплект учебной мебели; ПК – 10 шт., подключенных к сети "Интернет" и обеспечивающих доступ в электронную информационно-образовательную среду Университета.