

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Воронежский государственный технический университет»

УТВЕРЖДАЮ
Декан факультета инженерных систем и сооружений Яременко С.А.
«31» августа 2021 г.



РАБОЧАЯ ПРОГРАММА
дисциплины
«Химия»

Направление подготовки 20.03.01 Техносферная безопасность

Профиль Пожарная безопасность в строительстве


Квалификация выпускника бакалавр

Нормативный период обучения 4 года / 4 года и 11 м.

Форма обучения очная / заочная

Год начала подготовки 2021

Автор программы

 /Г.Ю. Вострикова/

Заведующий кафедрой
Химии и химической
технологии материалов

 /О.Б. Рудаков/

Руководитель ОПОП

 /Е.А. Сушко/

Воронеж 2021

1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ДИСЦИПЛИНЫ

1.1. Цели дисциплины

Сформировать у студента полную систему представлений об общих качественных и количественных закономерностях протекания химических процессов и явлений в различных физико-химических системах, опираясь при этом на фундаментальные положения физики и химии.

1.2. Задачи освоения дисциплины

Заложить основы для понимания химических процессов превращения веществ, которые будут способствовать принятию грамотных, научно обоснованных профессиональных решений в области строительной технологии, а также способствовать внедрению достижений химии при решении этих проблем.

Привить навыки осмысленного решения конкретных химических задач, научить находить оптимальные решения профессиональных задач, в том числе с использованием законов химии, химических процессов и веществ.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП

Дисциплина «Химия» относится к дисциплинам обязательной части блока Б1.

3. ПЕРЕЧЕНЬ ПЛАНИРУЕМЫХ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Процесс изучения дисциплины «Химия» направлен на формирование следующих компетенций:

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

Компетенция	Результаты обучения, характеризующие сформированность компетенции
УК-1	Знать: как находить и критически анализировать полученную информацию, которая необходима для решения поставленной задачи в области атомно-молекулярного учения, определения кислотности среды, окислительно-восстановительных процессов и т.д. (ИД-2 _{УК-1}). Уметь: грамотно, логично, аргументировано составлять уравнения реакций, писать

	ионно-молекулярные уравнения, формировать собственные суждения и оценки в результате получения продуктов химических реакций. Отличает факты от мнений в области темы строения вещества, растворы электролитов, электрохимических процессов, закономерности химических реакций (ИД-4 _{ук-1}).
	Владеть: методами для анализа задач, выделяя ее базовые составляющие в темах: химическое равновесие, гетерогенные дисперсные системы, качественный и количественный анализ. Решением различных вариантов задач, оценивая их достоинства и недостатки (ИД-1 _{ук-1} ; ИД-3 _{ук-1}).

4. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ

Общая трудоемкость дисциплины «Химия» составляет 5 з.е.

Распределение трудоемкости дисциплины по видам занятий

очная форма обучения

Виды учебной работы	Всего часов	Семестры
		1
Аудиторные занятия (всего)	54	54
В том числе:		
Лекции	18	18
Лабораторные работы (ЛР)	36	36
Самостоятельная работа	90	90
Часы на контроль	36	36
Виды промежуточной аттестации - экзамен	+	+
Общая трудоемкость:		
академические часы	180	180
зач.ед.	5	5

заочная форма обучения

Виды учебной работы	Всего часов	Семестры
		1
Аудиторные занятия (всего)	10	10
В том числе:		
Лекции	4	4
Лабораторные работы (ЛР)	6	6
Самостоятельная работа	161	161
Часы на контроль	9	9

Виды промежуточной аттестации - экзамен	+	+
Общая трудоемкость: академические часы	180	180
зач.ед.	5	5

5. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

5.1 Содержание разделов дисциплины и распределение трудоемкости по видам занятий очная форма обучения

№ п/п	Наименование темы	Содержание раздела	Лекц	Лаб. зан.	СРС	Всего , час
1	Строение вещества и реакционная способность веществ	<p>Квантово-механические представления о строении атома. Двойственная природа электрона. Атомная орбиталь. Квантовые числа. Принцип минимальной энергии. Правило Клечковского. Принцип запрета Паули. Правило Гунда. Электронные конфигурации атомов и ионов.</p> <p>Периодический закон и периодическая система элементов. Периодические свойства элементов. Радиусы атомов. Энергия ионизации. Сродство к электрону. Электроотрицательность. Периодическое изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств веществ.</p> <p>Химическая связь. Ковалентная связь. Метод валентных связей. Обменный и донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Гибридизация атомных электронных орбиталей, геометрическая структура молекул. Ионная связь. Металлическая связь. Водородная связь.</p> <p>Свойства и реакционная способность веществ, составляющих основу строительных материалов.</p>	4	6	14	24
2	Основы химической термодинамики и кинетики	<p>Химическая термодинамика. Основные понятия химической термодинамики. Параметры состояния. Термодинамические функции: внутренняя энергия, энтальпия, энтропия, изобарно-изотермический</p>	4	6	14	24

		<p>потенциал. Первое и второе начала термодинамики.</p> <p>Энергетика химических процессов. Закон Гесса и следствия из него. Энтальпии образования. Термохимические уравнения. Условия самопроизвольного протекания процессов в изолированных и неизолированных системах.</p> <p>Химическая кинетика. Скорость химических реакций. Понятие об активных молекулах, энергии активации, активированном комплексе. Уравнение Аррениуса. Зависимость скорости реакции от концентрации и температуры. Закон действующих масс. Кинетические уравнения для гомогенных и гетерогенных процессов. Правило Вант-Гоффа. Методы регулирования скорости реакций. Катализ. Катализаторы и каталитические системы. Теории катализа. Колебательные реакции.</p> <p>Химическое равновесие. Термодинамическое и кинетическое условия состояния равновесия. Константа равновесия. Влияние изменения внешних условий на положение химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Фазовое равновесие.</p> <p>Закономерности химических процессов современных технологий производства строительных материалов.</p>				
3	Растворы. Дисперсные системы	<p>Общие представления о растворах. Гидратная теория растворов Д.И. Менделеева. Способы выражения концентрации растворов: массовая, молярная доля, молярная, моляльная концентрация, молярная концентрация эквивалентов. Выражение закона эквивалентов для растворов.</p> <p>Общие свойства растворов: давление пара растворов, кипение и кристаллизация растворов. Закон Рауля. Криоскопия, эбуллиоскопия. Осмос, осмотическое давление. Закон</p>	4	6	14	24

		<p>Вант-Гоффа.</p> <p>Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Степень и константа диссоциации. Реакции в растворах электролитов. Ионные равновесия и их смещение.</p> <p>Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Методы определения pH. pH-индикаторы. Гидролиз солей. Соли, гидролизующиеся по аниону, по катиону, негидролизующиеся соли. Изменение pH среды при гидролизе. Буферные системы.</p> <p>Дисперсные системы, их классификация, методы получения. Термодинамическая неустойчивость гетерогенных дисперсных систем.</p> <p>Поверхностные явления и адсорбция. Коллоидные растворы. Кинетическая и агрегативная устойчивость коллоидных систем. Коагуляция. Седиментация.</p> <p>Строительные материалы как искусственные дисперсные системы.</p>				
4	Электрохимические процессы	<p>Электрохимические системы. Электродный потенциал, механизм его возникновения. Уравнение Нернста. Электрохимический ряд напряжений металлов. Типы электродов.</p> <p>Гальванические элементы. Измерение электродвижущей силы. Поляризация и перенапряжение. Химические источники тока: первичные гальванические элементы, аккумуляторы, топливные элементы.</p> <p>Коррозия металлов. Виды коррозии. Механизм электрохимической коррозии. Защита металлов от коррозии. Электролиз. Процессы, протекающие при электролизе водных растворов электролитов. Законы Фарадея.</p>	2	6	16	24
5	Полимеры и олигомеры	<p>Элементы органической химии. Понятие о полимерах и</p>	2	6	16	24

		<p>олигомерах. Органические и неорганические полимеры. Методы синтеза полимеров: полимеризация, поликонденсация. Химическое строение и свойства полимеров. Деструкция полимеров. Биополимеры: полисахариды, полиизопрены, белки.</p> <p>Строительные материалы на основе высокомолекулярных соединений. Применение полимеров при изготовлении бетонов.</p>				
6	Химическая идентификация	<p>Химическая идентификация веществ. Аналитический сигнал. Основы качественного и количественного анализа. Качественные реакции на ионы. Химические, физико-химические и физические методы анализа и их использование в современных строительных технологиях.</p>	2	6	16	24
Итого			18	36	90	144

заочная форма обучения

№ п/п	Наименование темы	Содержание раздела	Лекц	Лаб. зан.	СРС	Всего , час
1	Строение вещества и реакционная способность веществ	<p>Квантово-механические представления о строении атома. Двойственная природа электрона. Атомная орбиталь. Квантовые числа. Принцип минимальной энергии. Правило Клечковского. Принцип запрета Паули. Правило Гунда. Электронные конфигурации атомов и ионов.</p> <p>Периодический закон и периодическая система элементов. Периодические свойства элементов. Радиусы атомов. Энергия ионизации. Средство к электрону. Электроотрицательность. Периодическое изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств веществ.</p> <p>Химическая связь. Ковалентная связь. Метод валентных связей. Обменный и донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Гибридизация атомных электронных орбиталей, геометрическая структура</p>	2	2	26	30

		<p>молекул. Ионная связь. Металлическая связь. Водородная связь.</p> <p>Свойства и реакционная способность веществ, составляющих основу строительных материалов.</p>				
2	Основы химической термодинамики и кинетики	<p>Химическая термодинамика. Основные понятия химической термодинамики. Параметры состояния. Термодинамические функции: внутренняя энергия, энтальпия, энтропия, изобарно-изотермический потенциал. Первое и второе начала термодинамики.</p> <p>Энергетика химических процессов. Закон Гесса и следствия из него. Энтальпии образования. Термохимические уравнения. Условия самопроизвольного протекания процессов в изолированных и неизолированных системах.</p> <p>Химическая кинетика. Скорость химических реакций. Понятие об активных молекулах, энергии активации, активированном комплексе. Уравнение Аррениуса. Зависимость скорости реакции от концентрации и температуры. Закон действующих масс. Кинетические уравнения для гомогенных и гетерогенных процессов. Правило Вант-Гоффа. Методы регулирования скорости реакций. Катализ. Катализаторы и каталитические системы. Теории катализа. Колебательные реакции.</p> <p>Химическое равновесие. Термодинамическое и кинетическое условия состояния равновесия. Константа равновесия. Влияние изменения внешних условий на положение химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Фазовое равновесие.</p> <p>Закономерности химических процессов современных технологий производства строительных материалов.</p>	2	2	26	30
3	Растворы. Дисперсные системы	<p>Общие представления о растворах. Гидратная теория растворов Д.И. Менделеева.</p>	-	2	26	28

		<p>Способы выражения концентрации растворов: массовая, молярная доля, молярная, моляльная концентрация, молярная концентрация эквивалентов. Выражение закона эквивалентов для растворов.</p> <p>Общие свойства растворов: давление пара растворов, кипение и кристаллизация растворов. Закон Рауля. Криоскопия, эбуллиоскопия. Осмос, осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.</p> <p>Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Степень и константа диссоциации. Реакции в растворах электролитов. Ионные равновесия и их смещение.</p> <p>Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Методы определения pH. pH-индикаторы. Гидролиз солей. Соли, гидролизующиеся по аниону, по катиону, негидролизующиеся соли. Изменение pH среды при гидролизе. Буферные системы.</p> <p>Дисперсные системы, их классификация, методы получения. Термодинамическая неустойчивость гетерогенных дисперсных систем. Поверхностные явления и адсорбция. Коллоидные растворы. Кинетическая и агрегативная устойчивость коллоидных систем. Коагуляция. Седиментация.</p> <p>Строительные материалы как искусственные дисперсные системы.</p>				
4	Электрохимические процессы	<p>Электрохимические системы. Электродный потенциал, механизм его возникновения. Уравнение Нернста. Электрохимический ряд напряжений металлов. Типы электродов.</p> <p>Гальванические элементы. Измерение электродвижущей силы. Поляризация и перенапряжение. Химические источники тока: первичные</p>	-	-	28	28

		гальванические элементы, аккумуляторы, топливные элементы. Коррозия металлов. Виды коррозии. Механизм электрохимической коррозии. Защита металлов от коррозии. Электролиз. Процессы, протекающие при электролизе водных растворов электролитов. Законы Фарадея.				
5	Полимеры и олигомеры	Элементы органической химии. Понятие о полимерах и олигомерах. Органические и неорганические полимеры. Методы синтеза полимеров: полимеризация, поликонденсация. Химическое строение и свойства полимеров. Деструкция полимеров. Биополимеры: полисахариды, полиизопрены, белки. Строительные материалы на основе высокомолекулярных соединений. Применение полимеров при изготовлении бетонов.	-	-	28	28
6	Химическая идентификация	Химическая идентификация веществ. Аналитический сигнал. Основы качественного и количественного анализа. Качественные реакции на ионы. Химические, физико-химические и физические методы анализа и их использование в современных строительных технологиях.	-	-	27	27
Итого			4	6	161	171

5.2 Перечень лабораторных работ

Укажите перечень лабораторных работ

№ п/п	№ раздела дисциплины	Наименование лабораторных работ
1.	1	Основные классы неорганических соединений
2.	2	Определение тепловых эффектов химических реакций
3.	2	Скорость химических реакций и химическое равновесие
4.	3	Общие свойства растворов и равновесия в водных растворах электролитов
5.	3	Гетерогенные дисперсные системы
6.	4	Окислительно-восстановительные реакции

7.	4	Электрохимические процессы
8.	5	Свойства органических веществ и высокомолекулярных соединений (полимеров)
9.	6	Качественный и количественный химический анализ

6. ПРИМЕРНАЯ ТЕМАТИКА КУРСОВЫХ ПРОЕКТОВ (РАБОТ) И КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ

В соответствии с учебным планом освоение дисциплины не предусматривает выполнение курсового проекта (работы) или контрольной работы.

7. ОЦЕНОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

7.1. Описание показателей и критериев оценивания компетенций на различных этапах их формирования, описание шкал оценивания

7.1.1 Этап текущего контроля

Результаты текущего контроля знаний и межсессионной аттестации оцениваются по следующей системе:

«аттестован»;

«не аттестован».

Компетенция	Результаты обучения, характеризующие сформированность компетенции	Критерии оценивания	Аттестован	Не аттестован
УК-1	Знать: как находить и критически анализировать полученную информацию, которая необходима для решения поставленной задачи в области атомно-молекулярного учения, определения кислотности среды, окислительно-восстановительных процессов и т.д. (ИД-2 _{УК-1}).	Тематические тесты, в которых студенту предлагаются вопросы с вариантами ответов или вопросы, на которые надо дать самостоятельно правильный ответ с элементами рассуждения	Выполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах	Невыполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах
	Уметь: грамотно, логично, аргументировано составлять уравнения реакций, писать ионно-молекулярные уравнения, формировать собственные суждения и оценки в результате получения продуктов химических реакций. Отличает факты от мнений в области темы строения вещества, растворы электролитов, электрохимических процессов,	Решение стандартных практических задач	Выполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах	Невыполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах

	закономерности химических реакций (ИД-4 _{УК-1}).			
	Владеть: методами для анализа задач, выделяя ее базовые составляющие в темах: химическое равновесие, гетерогенные дисперсные системы, качественный и количественный анализ. Решением различных вариантов задач, оценивая их достоинства и недостатки (ИД-1 _{УК-1} ; ИД-3 _{УК-1}).	Решение прикладных задач в конкретной предметной области	Выполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах	Невыполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах

7.1.2 Этап промежуточного контроля знаний

Результаты промежуточного контроля знаний оцениваются в 1 семестре для очной формы обучения, 1 семестре для заочной формы обучения по четырехбалльной системе:

«отлично»;

«хорошо»;

«удовлетворительно»;

«неудовлетворительно».

Компетенция	Результаты обучения, характеризующие сформированность компетенции	Критерии оценивания	Отлично	Хорошо	Удовл.	Неудовл.
УК-1	Знать: как находить и критически анализировать полученную информацию, которая необходима для решения поставленной задачи в области атомно-молекулярного учения, определения кислотности среды, окислительно-восстановительных процессов и т.д. (ИД-2 _{УК-1}).	Тематические тесты, в которых студенту предлагаются вопросы с вариантами ответов или вопросы, на которые надо дать самостоятельно правильный ответ с элементами рассуждения	Выполнение теста на 90-100%	Выполнение теста на 80-90%	Выполнение теста на 70-80%	В тесте менее 70% правильных ответов
	Уметь: грамотно, логично, аргументировано составлять уравнения реакций, писать ионно-молекулярные уравнения, формировать собственные суждения и оценки в результате получения продуктов химических реакций. Отличает факты от	Решение стандартных практических задач	Задачи решены в полном объеме и получены верные ответы	Продемонстрирован верный ход решения всех, но не получен верный ответ во всех задачах	Продемонстрирован верный ход решения в большинстве задач	Задачи не решены

конденсация гидролиз

6. Для качественного обнаружения карбонат-иона используется раствор

средней соли сильного основания

органического индикатора сильной кислоты

7. На внешнем энергетическом уровне атома элемента, образующего высший гидроксид состава $HЭO_3$ - содержится ___ электронов.

6 7

5 4

8. При работе гальванического элемента, состоящего из серебряного и медного электродов, погруженных в 0,01М растворы их нитратов ($E^\circ(Ag^+/Ag) = 0,80$ В, $E^\circ(Cu^{2+}/Cu) = 0,34$ В), на катоде протекает реакция, уравнение которой имеет вид...

$Cu^{2+} + 2\bar{e} = Cu^\circ$ $Ag^\circ - \bar{e} = Ag^+$

$Ag^+ + \bar{e} = Ag^\circ$ $Cu^\circ - 2\bar{e} = Cu^{2+}$

9. Реакцией полимеризации можно получить вещество, название которого

перлон антрон

нейлон тефлон

10. Свечение атомов, молекул или других частиц, возникающее при электронных переходах из возбужденного состояния в основное, называется...

эмиссией релаксацией

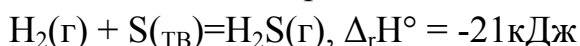
люминесценцией фотометрией

11. Атомы углерода в молекуле C_2H_4 находятся в состоянии ___ - гибридизации

sp^3 sp

sp^2 sp^4

12. Для смещения равновесия в системе



в сторону образования сероводорода необходимо ..

понизить давление повысить давление

ввести катализатор понизить температуру

13. В качестве низкомолекулярного вещества в реакциях поликонденсации чаще всего образуется ...

H_2S H_2O

CO_2 $NaCl$

14. Вещество, изменяющее свою окраску в зависимости от рН среды называется ...

красителем электролитом

реагентом индикатором

15. Для приготовления 2 л 0,1 М раствора NaOH требуется _____ г

	<i>Al</i>	<i>AlCl₃</i>	<i>H₂</i>
<i>M</i> , г/моль	27	27 + 3 · 35,5 = 133,5	2
<i>v</i> , моль	2	2	3
<i>m = M · v</i> , г	54	267	6

Чтобы найти объем водорода, выделившегося в реакции при нормальных условиях, составим пропорцию:

54 г *Al* выделяют из кислоты (22,4 · 3) л водорода (по уравнению реакции)

2700 г *Al* выделяют из кислоты V_x л водорода (по условию задачи);

$$V_x = \frac{2700 \cdot 22,4 \cdot 3}{54} = 3360 \text{ л.}$$

Для условий, отличных от нормальных, объем газа рассчитаем по уравнению:

$$V_x = \frac{v \cdot R \cdot T}{p} = \frac{3360 \cdot 8,31 \cdot (273 + 28)}{22,4 \cdot 102} = 3678,4 \text{ л,}$$

или по формуле:

$$V_x = \frac{p_0 \cdot V_0 \cdot T}{p} = \frac{101 \cdot 3360 \cdot (273 + 28)}{273 \cdot 102} = 3678,4 \text{ л.}$$

Абсолютную плотность водорода рассчитаем по формуле:

$$\rho_{H_2} = \frac{M_{(H_2)}}{V_M} = \frac{2}{22,4} = 0,09 \text{ г/л.}$$

Относительную плотность водорода по воздуху рассчитаем по формуле:

$$D_{(H_2)}^{возд} = \frac{M_{(H_2)}}{M_{(возд)}} = \frac{2}{29} = 0,07.$$

Массу образовавшегося в реакции хлорида железа рассчитаем по уравнению реакции, составив пропорцию:

2700 г *Al* образуют m_{AlCl_3}

54 г *Al* образуют 267 г *AlCl₃*;

$$m_{AlCl_3} = \frac{2700 \cdot 267}{54} = 13350 \text{ г.}$$

Массовую долю железа в *AlCl₃* рассчитаем, исходя соответственно из атомных и молярных масс атомов и молекул:

133,5 г *AlCl₃* составляют 100 %

27 г *Al* составляют x %;

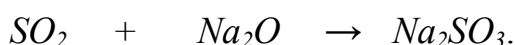
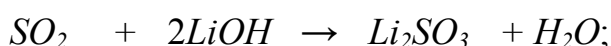
$$x = \frac{27 \cdot 100}{133,5} = 20,22 \text{ %.}$$

Тема 2. Классы неорганических соединений

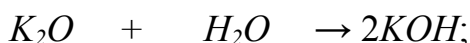
Задача 1. Какие из перечисленных ниже веществ являются оксидами:

H_2CO_3 , BeO , K_2O , SO_2 , $Mg(NO_3)_2$? Укажите их свойства (основные, кислотные, амфотерные). Напишите уравнения реакций, доказывающих характер оксидов.

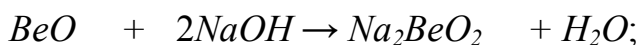
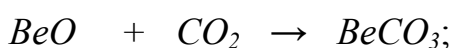
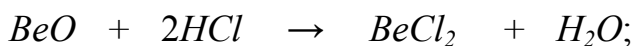
Решение. В нашем примере кислотным оксидом является оксид SO_2 . При взаимодействии с водой он образует сернистую кислоту H_2SO_3 , с основаниями и основными оксидами – ее соли:



Оксид K_2O проявляет основные свойства, растворяется в воде с образованием основания. Взаимодействует с кислотами и кислотными оксидами с образованием солей в соответствии со следующими реакциями:

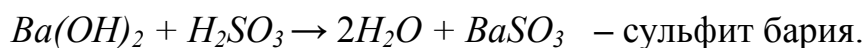


BeO – амфотерный оксид, нерастворимый в воде. Ему соответствует гидроксид, проявляющий кислотные свойства (H_2BeO_2 – кислота) и основные свойства ($Be(OH)_2$ – основание). Амфотерные оксиды взаимодействуют с кислотами и щелочами, а также с кислотными и основными оксидами с образованием солей:



Задача 2. Составьте уравнения реакций получения всех возможных солей при взаимодействии гидроксида бария и сернистой кислоты. Назовите полученные соли.

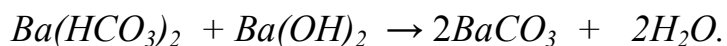
Решение.



При недостаточном для образования средней соли количестве основания получается кислая соль:



Для превращения кислой соли в среднюю необходимо добавить основание:



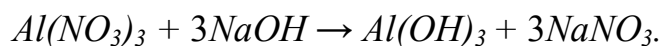
При недостаточном для образования средней соли количестве кислоты получается основная соль:



Необходимо помнить, что правильность составления химической формулы проверяется по равенству валентности (степени окисления) основного и кислотного остатков. Валентность основного остатка определяется *числом замещенных гидроксогрупп* в молекуле основания на кислотный остаток; валентность (степень окисления) кислотного остатка – *числом замещенных атомов* водорода в молекуле кислоты на основной остаток.

Задача 3. Приведите уравнение реакции получения гидроксида алюминия. Определите его свойства (природу). Напишите уравнения реакций, доказывающие их.

Решение. Гидроксид алюминия нельзя получить непосредственным взаимодействием оксида алюминия с водой, т.к. оксид не растворим в воде, поэтому его можно получить следующим путем:

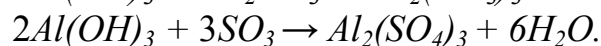
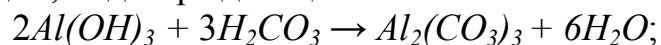


Гидроксид алюминия обладает амфотерными свойствами, т.е. двойственной природой, следовательно, может взаимодействовать как с кислотными, так и с основными оксидами, гидроксидами.

Реакции, подтверждающие кислотные свойства гидроксида:



Реакции, подтверждающие основные свойства гидроксида:



Тема 3. Энергетика и направленность химических процессов

Задание 1. Рассчитайте тепловой эффект химической реакции, протекающей в стандартных изобарно-изотермических условиях, по уравнению:



$$\Delta_f H^0 CH_4 = -74,8 \text{ кДж/моль}; \quad \Delta_f H^0 CO_2 = -394,0 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta_f H^0 CO = -110,5 \text{ кДж/моль}; \quad \Delta_f H^0 H_2 = 0 \text{ кДж/моль}.$$

Укажите, какая это реакция экзо- или эндотермическая. Какое количество теплоты будет затрачено на получение 30 кг водорода?

Решение. Тепловой эффект химической реакции ΔH^0 , протекающей в стандартных изобарно-изотермических условиях, рассчитаем, пользуясь следствием закона Гесса (3.1):

$$\Delta H^0 = \sum \nu \cdot \Delta_f H^0_{\text{прод. реак}} - \sum \nu \cdot \Delta_f H^0_{\text{исх. в-в}}$$

$$\Delta H^0 = (2 \cdot \Delta_f H^0 CO_{(g)} + 2 \cdot \Delta_f H^0 H_{2(g)}) - (\Delta_f H^0 CH_{4(g)} + \Delta_f H^0 CO_{2(g)}).$$

$$\Delta H^0 = 2 \cdot (-110,5) + 2 \cdot 0 - (-74,8 - 394,0) = 247,8 \text{ кДж}.$$

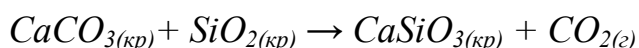
Так как $\Delta H^0 > 0$, то процесс *эндотермический*.

Из уравнения реакции следует, что для получения 2 молей (ν_1) или 4 г ($m = \nu \cdot M$) водорода требуется затратить 247,8 кДж теплоты. Если в результате процесса образуется иное количество вещества (ν_2), то теплоту рассчитываем по формуле $\Delta H = \nu \cdot \Delta H^0 / \nu_1$

$$\nu_2 = m/M, \quad \nu_2 = 30 \cdot 10^3 / 2 = 15 \cdot 10^3 \text{ молей},$$

$$\Delta H = 15 \cdot 10^3 \cdot 247,8 / 2 = 1,8585 \cdot 10^6 \text{ кДж}.$$

Задача 2. Возможно ли самопроизвольное взаимодействие карбоната кальция и оксида кремния, протекающее по уравнению



в стандартных изобарно-изотермических условиях?

Решение. Критерием самопроизвольного протекания процесса в закрытой системе в изобарно-изотермических условиях является убыль энергии Гиббса. Рассчитаем изменение энергии Гиббса ΔG^0 в ходе данной реакции, воспользовавшись уравнением $\Delta G^0 = \Delta H - T \cdot \Delta S^0$. Величину

изменения энтальпии реакции рассчитаем по уравнению:

$$\Delta H^0 = (\Delta_f H^0 \text{CO}_{2(g)} + \Delta_f H^0 \text{CaSiO}_{3(\text{кр})}) - (\Delta_f H^0 \text{SiO}_{2(\text{кр})} + \Delta_f H^0 \text{CaCO}_{3(\text{кр})}).$$

Энтальпии образования всех участников реакции берем из таблицы стандартных физико-химических величин .

$$\begin{aligned} \Delta_f H^0 \text{CO}_{2(g)} &= -393,5 \text{ кДж/моль}; \quad \Delta_f H^0 \text{CaCO}_{3(\text{кр})} = -1206,0 \text{ кДж/моль}; \\ \Delta_f H^0 \text{SiO}_{2(\text{кр})} &= -859,3 \text{ кДж/моль}; \quad \Delta_f H^0 \text{CaSiO}_{3(\text{кр})} = -1584,1 \text{ кДж/моль}. \end{aligned}$$

Подставив значения в уравнение, получим

$$\Delta H^0 = -363,5 - 1584,1 - (-859,3 - 1206,0) = 87,7 \text{ кДж}.$$

Вычислим изменение энтропии ΔS^0 для реакции, протекающей в стандартных условиях, используя табличные данные (табл.3.1).

$$\begin{aligned} S^0 \text{CaCO}_{3(\text{кр})} &= 92,9 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}; & S^0 \text{SiO}_{2(\text{кр})} &= 42,1 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}; \\ S^0 \text{CO}_{2(g)} &= 231,5 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}; & S^0 \text{CaSiO}_{3(\text{кр})} &= 82,0 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}. \end{aligned}$$

$$\Delta S^0 = \sum \nu \cdot S^0_{\text{прод}} - \sum \nu \cdot S^0_{\text{исх.в-в}},$$

$$\Delta S^0 = S^0 \text{CO}_{2(g)} + S^0 \text{CaSiO}_{3(\text{кр})} - S^0 \text{SiO}_{2(\text{кр})} - S^0 \text{CaCO}_{3(\text{кр})},$$

$$\Delta S^0 = 82,0 + 231,6 - 92,9 - 42,1 = 178,6 \text{ Дж/К или } \Delta S^0 = 0,179 \text{ кДж/К}.$$

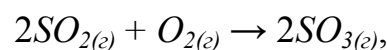
Рассчитаем ΔG^0 , воспользовавшись найденными значениями ΔH^0 и ΔS^0 :

$$\Delta G^0 = 87,7 - 298 \cdot 0,179 = +34,36 \text{ кДж}.$$

Поскольку $\Delta G^0 > 0$, то данный процесс в стандартных условиях самопроизвольно протекать не может.

Тема 4. Химическая кинетика и равновесие

Задача 1. Рассчитайте, во сколько раз изменится скорость реакции образования оксида серы (VI), протекающей по уравнению



- при увеличении концентрации оксида серы (IV) в 2 раза;
- при увеличении внешнего давления в 3 раза.

Решение. Кинетическое уравнение реакции, согласно закону действующих масс, имеет вид:

$$v = k \cdot c_{SO_2}^2 \cdot c_{O_2} ,$$

а) запишем кинетическое уравнение при концентрации SO_2 в два раза больше исходной:

$$v' = k \cdot (2 c_{SO_2})^2 \cdot c_{O_2} = 4 \cdot k \cdot (c_{SO_2})^2 \cdot c_{O_2} .$$

Затем находим отношение скоростей процесса:

$$\frac{v'}{v} = \frac{4 \cdot k \cdot (c_{SO_2})^2 \cdot c_{O_2}}{k \cdot (c_{SO_2})^2 \cdot c_{O_2}} = 4 .$$

Таким образом, при увеличении концентрации SO_2 в 2 раза скорость реакции возросла в 4 раза;

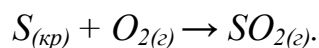
б) в данной реакции все вещества находятся в газообразном состоянии, поэтому при увеличении давления над системой в 3 раза объем уменьшится в три раза, а концентрация каждого из реагирующих веществ, следовательно, увеличится в 3 раза. Тогда кинетическое уравнение запишем:

$$v' = k \cdot (3 c_{SO_2})^2 \cdot 3 c_{O_2} = 27 \cdot k \cdot (c_{SO_2})^2 \cdot c_{O_2} .$$

Следовательно,
$$\frac{v'}{v} = \frac{27 \cdot k \cdot (c_{SO_2})^2 \cdot c_{O_2}}{k \cdot (c_{SO_2})^2 \cdot c_{O_2}} = 27 .$$

Таким образом, при увеличении давления в 3 раза скорость реакции увеличится в 27 раз.

Задача 2. Окисление серы протекает по уравнению



Как изменится скорость этой реакции при увеличении реакционного объема в 3 раза?

Решение. В случае гетерогенных реакций в уравнение закона действия масс входят концентрации веществ, находящихся в газовой фазе или растворе. Кинетическое уравнение для гетерогенной реакции образования оксида серы до изменения давления имеет вид:

$$v = k \cdot c_{O_2} ,$$

после увеличения объема в 3 раза концентрация кислорода уменьшится также

в 3 раза: $v' = k \cdot \frac{1}{3} \cdot c_{O_2}$.

Следовательно,
$$\frac{v'}{v} = \frac{1}{3} \cdot \frac{k \cdot c_{O_2}}{k \cdot c_{O_2}} = \frac{1}{3} .$$

Таким образом, при увеличении объёма реакционного сосуда в 3 раза скорость реакции уменьшится в 3 раза.

Задача 3. Во сколько раз возрастет скорость реакции, если температура увеличится на 40 °С? Температурный коэффициент реакции равен 2.

Решение. Согласно уравнению Вант-Гоффа:

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} .$$

Рассчитаем, во сколько раз увеличится скорость химической реакции, подставив в уравнение данные из условия задачи:

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = 2^{\frac{40}{10}} = 2^4 = 16 .$$

Таким образом, при повышении температуры на 40 °С скорость данной реакции увеличится в шестнадцать раз.

Задача 4. Реакция при температуре 20 °С протекает за 45 с. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3. Какое время потребуется для завершения этой реакции при 40 °С?

Решение. Рассчитаем во сколько раз возрастает скорость реакции при увеличении температуры, воспользовавшись уравнением Вант–Гоффа:

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} ,$$

$$\frac{v_{40}}{v_{20}} = 3^{\frac{40 - 20}{10}} , \quad \frac{v_{40}}{v_{20}} = 3^2 = 9 .$$

Чем выше скорость реакции, тем за более короткий промежуток времени она протекает, то есть время протекания реакции (τ) обратно

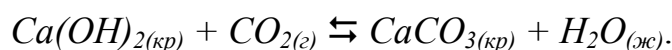
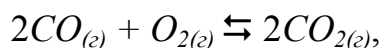
пропорционально её скорости (v).

$$\frac{v_{t_{40}}}{v_{t_{20}}} = \frac{\tau_{t_{20}}}{\tau_{t_{40}}}.$$

$$\text{Отсюда } \tau_{40} = \frac{v_{20} \cdot \tau_{20}}{v_{40}}; \quad \tau_{40} = \frac{1}{9} \cdot 45 = 5 \text{ с.}$$

При 40 °С реакция закончится за 5 с.

Задача 5. Напишите выражения для констант равновесия следующих реакций:



От каких факторов зависит константа равновесия?

Решение. Реакция $2CO_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2CO_{2(г)}$ гомогенная. Выражение для константы равновесия имеет вид:

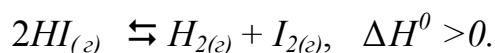
$$K = \frac{[CO_2]^2}{[CO]^2 \cdot [O_2]}.$$

Реакция $Ca(OH)_{2(кр)} + CO_{2(г)} \rightleftharpoons CaCO_{3(кр)} + H_2O_{(ж)}$ гетерогенная, поэтому в выражение для константы равновесия входят концентрации веществ, находящихся в жидком или газообразном агрегатном состоянии. Выражение константы равновесия имеет вид:

$$K = \frac{[H_2O]}{[CO_2]}.$$

Константа равновесия зависит от природы реагирующих веществ и температуры, но не зависит от концентрации веществ и давления.

Задача 6. В системе установилось равновесие:



Как надо изменить температуру, давление и концентрацию реагентов, чтобы сместить равновесие в сторону течения прямой реакции?

Решение.

1. Прямая реакция эндотермическая ($\Delta H^0 > 0$). Согласно принципу Ле Шателье при увеличении внешней температуры равновесие смещается в сторону эндотермического процесса (идущего с поглощением теплоты). Следовательно, для смещения равновесия вправо температуру надо увеличить.

2. В реакции из двух молей HI получается по одному молю H_2 и I_2 , т.е. всего два моля, поэтому изменение давления не будет оказывать влияние на смещение равновесия системы.

3. Смещение равновесия вправо можно достичь увеличением концентрации HI или удалением из системы H_2 и I_2 , что приведет к увеличению скорости прямой реакции.

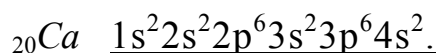
Тема 5. Строение атома. Химическая связь

Задача 1. Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковым номером 20 и 35, изобразите распределение электронов в квантовых ячейках. Определите положение элементов в периодической системе, связав его со значением соответствующих квантовых чисел и количеством валентных электронов. Определите валентность элементов в нормальном и возбужденном состояниях.

Какие свойства проявляют атомы этих элементов (восстановительные или окислительные), для какого из них выше электроотрицательность?

Решение. По таблице Д.И. Менделеева находим символы элементов, записываем их, внизу слева от символа ставим порядковый номер, который указывает заряд ядра атома и количество электронов в атоме.

Далее записываем электронную формулу атома, распределяя электроны по уровням и подуровням, руководствуясь принципами энергетической выгодности и Паули. Энергетический уровень обозначается цифрой и совпадает со значением главного квантового числа n ; подуровень обозначается буквами s, p, d, f , которые соответствуют орбитальным квантовым числам l , сверху справа над которыми записывается число электронов, расположенных на них (на s -орбитали – максимально два, на трех эквивалентных p -орбиталях – максимально шесть, на пяти эквивалентных d -орбиталях – максимально десять).



Максимальное значение главного квантового числа, т.е. количество

заполняемых энергетических уровней, совпадает с номером периода, в котором находится данный элемент: $n_{max} = 4$, период 4.

Номер группы данного элемента II, т.е. он совпадает с количеством валентных электронов. Кальций относится к элементам s-семейства и соответственно находится в главной подгруппе.

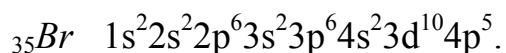
Распределение электронов по ячейкам будет иметь вид:

	<u>s</u>	<u>p</u>	<u>d</u>	<u>f</u>
4	↑↓			
3	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓
2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓
1	↑↓			

В нормальном состоянии у атома кальция нет неспаренных электронов, поэтому его валентность будет равна нулю. При возбуждении атома, т.е. сообщении ему некоторой энергии, электроны последнего энергетического уровня распариваются, и у кальция появляется два свободных электрона: один в состоянии 4s, другой – 4p, а вместе с этим валентные возможности кальция увеличиваются с нуля до двух.

Кальций – *типичный металл*, который при отдаче двух электронов с последнего энергетического уровня превращается в ион – Ca^{2+} , обладающий устойчивым электронным строением предшествующего ему инертного газа аргона с восьмиэлектронной внешней оболочкой.

Рассмотрим в таком же порядке элемент, стоящий в таблице под номером 35. Это бром:



По формуле можно видеть, что это элемент 4-го периода ($n_{max} = 4$), VII группы (на последнем энергетическом уровне семь электронов), p-семейства главной подгруппы.

Электронно-графическое изображение атома брома будет иметь вид:

	<u>s</u>	<u>p</u>	<u>d</u>	<u>f</u>											
<u>4</u>	↑↓	↑↓	↑↓	↑											
<u>3</u>	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓						
<u>2</u>	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓											
<u>1</u>	↑↓														

В нормальном состоянии у брома один неспаренный электрон, поэтому его валентность будет равна 1. При поглощении энергии сначала распариваются p-электроны, а затем s-электроны на свободные d-орбитали этого же энергетического уровня и у брома образуются три, пять, семь одиночных, распаренных электронов, и соответственно он может проявлять валентность в возбужденном состоянии III, V, VII.

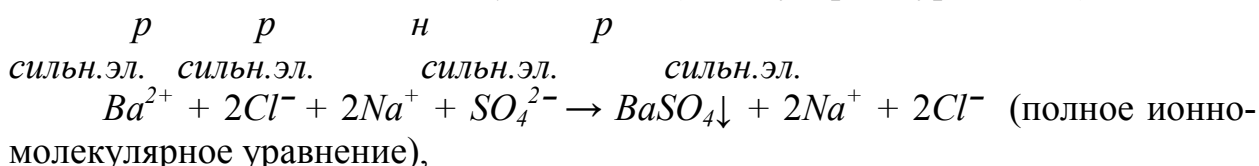
Бром – *типичный неметалл*, его атом гораздо легче принимает один электрон, превращается в отрицательно заряженный ион Br^- с конфигурацией электронов ближайшего инертного газа Kr , чем отдает семь электронов, превращаясь в Br^{+7} с конфигурацией Ar . Бром обладает значительно более высокой электроотрицательностью, чем кальций.

Тема 6. Растворы электролитов

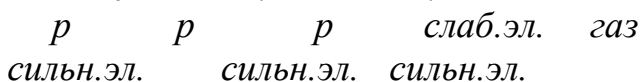
Задача 1. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия между растворами $BaCl_2$ и Na_2SO_4 , Na_2CO_3 и H_2SO_4 , CH_3COONa и HCl , $Fe(OH)_3$ и HNO_3 .

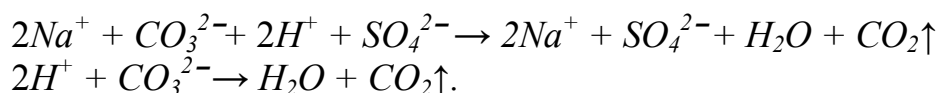
При составлении ионно-молекулярных уравнений эти соединения записывают в молекулярной форме, сильные растворимые электролиты – в виде ионов.

Для реакции:

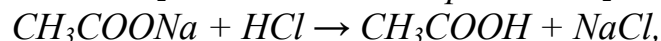


Реакция возможна, так как она сопровождается образованием труднорастворимого соединения $BaSO_4$.

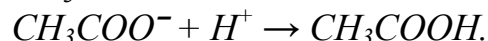
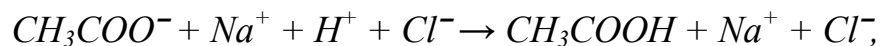




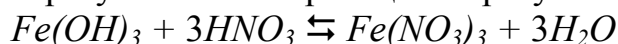
Реакция протекает, так как сопровождается образованием газообразного соединения CO_2 и слабого электролита H_2O .



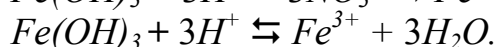
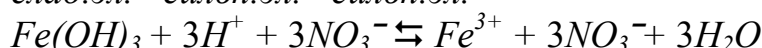
$\begin{matrix} p & & p & & p & & p \\ \text{сильн.эл.} & & \text{сильн.эл.} & & \text{слаб.эл.} & & \text{сильн.эл.} \end{matrix}$



В результате этой реакции образуется слабый электролит CH_3COOH .



$\begin{matrix} н & & p & & p & & \text{слаб.эл.} \\ \text{слаб.эл.} & & \text{сильн.эл.} & & \text{сильн.эл.} & & \end{matrix}$



Реакция обратима, так как среди исходных веществ и среди продуктов реакции есть слабые электролиты.

Задача 2. Вычислите pH раствора гидроксида кальция с молярной концентрацией 0,005 моль/л, считая диссоциацию $Ca(OH)_2$ полной.

Решение. $pH = -\lg [H^+]$. Гидроксид кальция при диссоциации образует ионы кальция и гидроксид-ионы: $Ca(OH)_2 \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2OH^-$. Концентрация ионов OH^- связана с концентрацией ионов H^+ ионным произведением воды: $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$. Отсюда $[H^+] = 10^{-14} / [OH^-]$.

Из уравнения диссоциации следует, что

$$[OH^-] = 2 [Ca(OH)_2] = 2 \cdot 0,005 = 0,01 \text{ моль/л.}$$

$$[H^+] = 10^{-14} / 0,01 = 10^{-12} \text{ моль/л; } pH = -\lg 10^{-12} = 12.$$

Тема 10. Электродные потенциалы и гальванические элементы

Задача. Гальванический элемент состоит из хромового и оловянного электродов в растворах их нитратов. Составьте схему гальванического элемента, напишите уравнения электродных процессов и токообразующей реакции. Вычислите ЭДС: а) при стандартных условиях ($c_{Cr^{3+}} = c_{Sn^{2+}} = 1$ моль/л); б) при концентрациях $c_{Cr^{3+}} = c_{Sn^{2+}} = 0,01$ моль/л.

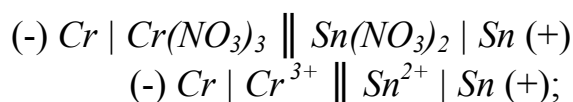
Решение. При схематической записи гальванического элемента граница раздела между металлом и раствором обозначается вертикальной чертой, граница между растворами электролитов – двойной вертикальной чертой. Анод записывается слева.

Сравним стандартные электродные потенциалы металлов:

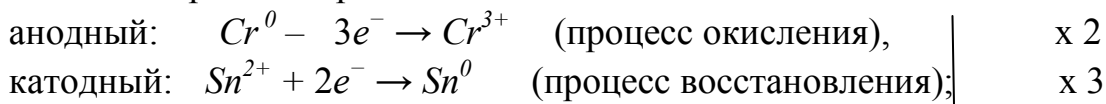
$E_{Cr^{3+}/Cr^0}^0 = -0,74 \text{ В, } E_{Sn^{2+}/Sn^0}^0 = -0,14 \text{ В.}$ Хром, как более активный металл,

является анодом, а олово – катодом.

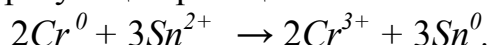
Запишем схему гальванического элемента:



электродные процессы:



уравнение токообразующей реакции:



Вычислим электродвижущую силу (ЭДС):

а) стандартную ЭДС \mathcal{E}^0 , то есть ЭДС элемента при стандартных условиях, когда концентрации ионов металла равны 1 моль/л, рассчитаем по уравнению:

$$\begin{aligned} \mathcal{E}^0 &= E^0_{\text{катода}} - E^0_{\text{анода}} = E^0_{Sn^{2+}/Sn^0} - E^0_{Cr^{3+}/Cr^0}, \\ \mathcal{E}^0 &= -0,14 - (-0,74) = 0,60 \text{ В}; \end{aligned}$$

б) в условиях отличных от стандартных сначала рассчитаем по уравнению Нернста отдельные электродные потенциалы металлов:

$$\begin{aligned} E_{Sn^{2+}/Sn^0} &= E^0_{Sn^{2+}/Sn^0} + \frac{0,059}{2} \lg c_{Sn^{2+}}, \\ E_{Sn^{2+}/Sn^0} &= -0,14 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-2} = -0,14 + \frac{0,059}{2} \cdot (-2) = -0,20 \text{ В}; \\ E_{Cr^{3+}/Cr^0} &= E^0_{Cr^{3+}/Cr^0} + \frac{0,059}{3} \lg c_{Cr^{3+}}, \\ E_{Cr^{3+}/Cr^0} &= -0,74 + \frac{0,059}{3} \lg 10^{-2} = -0,74 + \frac{0,059}{3} \cdot (-2) = -0,78 \text{ В}; \end{aligned}$$

а затем по формуле вычислим ЭДС, учитывая, что олово осталось катодом, а цинк – анодом:

$$\begin{aligned} \mathcal{E} &= E_{Sn^{2+}/Sn^0} - E_{Cr^{3+}/Cr^0}, \\ \mathcal{E} &= -0,20 - (-0,78) = 0,58 \text{ В}. \end{aligned}$$

7.2.3 Примерный перечень заданий для решения прикладных задач

Тема 12. Коррозия и защита металлических конструкций

Задача 2. Изделие из железа с примесью никеля находится во влажной среде, содержащей углекислый газ. Укажите, по какому механизму протекает коррозионный процесс, и напишите его уравнения.

Решение. Углекислый газ взаимодействует с водой и образует слабую

угольную кислоту $CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3$, которая диссоциирует по уравнению $H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$. Таким образом, раствор, в котором находится изделие, будет проводить электрический ток, и окислителем в нем являются катионы H^+ . Коррозия, следовательно, протекает по электрохимическому механизму.

Запишем схему возникшего коррозионного элемента:



Железо Fe более активный металл ($E_{Fe^{2+}/Fe^0}^0 = -0,44$ В) чем никель, оно является анодом, а Ni – катодом ($E_{Ni^{2+}/Ni^0}^0 = -0,25$ В).

Схема электрохимической коррозии железа с примесью никеля в воде, содержащей углекислый газ, представлена на схеме.

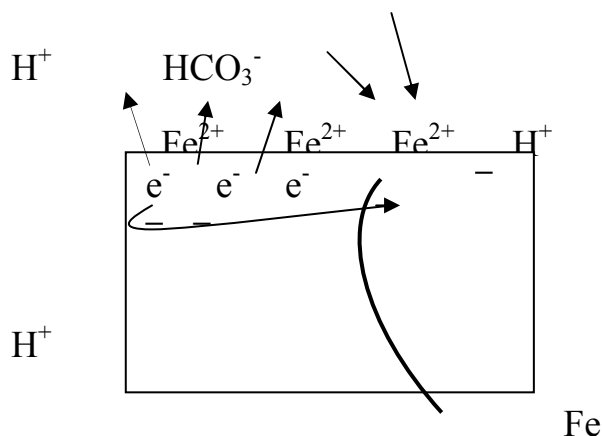


Схема электрохимической коррозии железа в кислой среде

На поверхности железа (анода) происходит процесс окисления. Уравнение анодного процесса (анод Fe^0): $Fe^0 \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$.

Железо в виде ионов Fe^{2+} переходит в раствор, а электроны перетекают на никель. Поверхность никеля заряжается отрицательно, к ней из раствора подходят катионы водорода, принимают электроны и восстанавливаются.

Уравнение катодного процесса (катод Ni^0): $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$.

7.2.4 Примерный перечень вопросов для подготовки к зачету

Не предусмотрено учебным планом

7.2.5 Примерный перечень заданий для решения прикладных задач

Строение вещества и реакционная способность веществ

Основные классы неорганических соединений: оксиды (кислотные, основные, амфотерные), гидроксиды (кислоты, основания, амфотерные гидроксиды), соли. Принцип кислотно-основного взаимодействия. Соли кислые, средние, основные.

Общие квантово-механические представления о строении атома: волновая природа микрочастиц и электронов, электронные облака, атомные

орбитали, ядро атома. Уравнение Шредингера. Квантовые числа как характеристика состояния электронов в атоме: главное, орбитальное, магнитное, спиновое. Типы атомных орбиталей. Принципы распределение электронов в атоме. Последовательность заполнения атомных орбиталей в соответствии с их энергией. Правило Клечковского. Принцип Паули и правило Гунда. Электронные конфигурации атомов и ионов.

Периодический закон Д.И. Менделеева. Периодическая система Д.И. Менделеева как естественная классификация элементов. Структура периодической системы: период, ряд, группа и подгруппа. Периодичность изменение свойств элементов в пределах периодов и главных подгрупп. Энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений.

Механизм образования ковалентной связи. Обменный и донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Свойства ковалентной связи. Сигма- и пи-связи, направленность и энергия связи. Гибридизация атомных орбиталей, геометрическая структура молекул. Ковалентная связь полярная и неполярная. Полярность молекул. Ионная связь. Строение соединений с ионным типом связи. Валентность элементов в нормальном и возбужденном состояниях: степень окисления и заряд атомов в соединениях. Окислительно-восстановительные процессы. Окислители, восстановители. Степень окисления. Определение окислительно-восстановительной роли соединения по степени окисления атомов. Расстановка коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях методом электронного баланса.

Химическая термодинамика и химическая кинетика

Основные термодинамические понятия: система, гомогенная и гетерогенная система, изолированная закрытая система, система открытая, параметры состояния системы, термодинамические функции. Внутренняя энергия и энтальпия. Тепловой эффект реакции. Эндотермические и экзотермические процессы. Закон Гесса и следствия, вытекающие из него. Стандартная энтальпия образования сложного вещества. Термохимические уравнения. Энтропия и изобарно-изотермический потенциал. Направленность химических процессов. I, II начала термодинамики.

Химическая кинетика. Скорость химических реакций. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ и давления. Закон действия масс. Кинетические уравнения. Константа скорости реакции.

Влияние температуры на скорость химической реакции, правило

Вант-Гоффа, температурный коэффициент. Влияние катализатора на скорость реакции. Сущность катализа.

Процессы обратимые и необратимые. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Влияние температуры, концентрации, давления и катализатора на смещение равновесия.

Растворы. Дисперсные системы

Общая характеристика растворов. Способы выражения концентрации растворов. Молярная, моляльная концентрация, молярная, массовая доля, молярная концентрация эквивалентов. Давление пара растворов. Закон Рауля для растворов неэлектролитов. Понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения растворов. Криоскопия, эбуллиоскопия. Осмос, осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.

Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Электролиты сильные и слабые. Степень и константы диссоциации. Электролитическая диссоциация сильных и слабых электролитов: кислот, оснований, солей в воде. Ступенчатая диссоциация. Ионные реакции. Условия течения реакций обмена в растворах электролитов. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды (K_w). Водородный показатель pH как мера кислотности и щелочности среды. pH кислот и оснований. Понятие об индикаторах. Окраска индикаторов в различных средах. Гидролиз солей. Соли гидролизующиеся по аниону, по катиону, негидролизующиеся соли. Изменение pH среды при гидролизе. Влияние внешних факторов на степень полноты гидролиза. Буферные системы.

Поверхностные явления и адсорбция. Дисперсные системы, их классификация. Коллоидные системы. Устойчивость дисперсных систем.

Электрохимические системы

Электродный потенциал, механизм его возникновения. Уравнение Нернста. Электрохимический ряд напряжений металлов. Типы электродов.

Гальванические элементы. Измерение электродвижущей силы. Поляризация и перенапряжение. Химические источники тока: первичные гальванические элементы, аккумуляторы, топливные элементы.

Коррозия металлов. Виды коррозии. Механизм электрохимической коррозии. Защита металлов от коррозии. Металлические покрытия.

Полимеры и олигомеры

Понятие о *полимерах и олигомерах*. Органические и неорганические полимеры. Методы получения полимеров: полимеризация, поликонденсация. Химическое строение и свойства полимеров. Деструкция полимеров.

Биополимеры: полисахариды, полиизопрены, белки.

Методы химического исследования веществ

Химическая идентификация веществ. Аналитический сигнал. Основы качественного и количественного анализа. Качественные реакции на ионы. Химические, физико-химические и физические методы анализа.

7.2.6. Методика выставления оценки при проведении промежуточной аттестации

Для студентов очного обучения экзамен проводится по билетам, каждый из которых содержит 2 теоретических вопроса из разных тем изученного материала и 1 задачи. При правильном решении задачи или правильных ответах на 2 теоретических вопроса, студенту ставится оценка «удовлетворительно». Если студент правильно решил задачу и правильно ответил на один из теоретических вопросов, ему ставится оценка «хорошо». Если студент правильно решил задачу и правильно ответил на два теоретических вопроса, ему ставится оценка «отлично».

*Для студентов заочного обучения экзамен проводится по тест-билетам, каждый из которых содержит 10 вопросов и задачу. Каждый правильный ответ на вопрос в тесте оценивается 1 баллом, задача оценивается в 10 баллов. Максимальное количество набранных баллов – 20.

1. Оценка «Неудовлетворительно» ставится в случае, если студент набрал менее 6 баллов.

2. Оценка «Удовлетворительно» ставится в случае, если студент набрал от 6 до 10 баллов

3. Оценка «Хорошо» ставится в случае, если студент набрал от 11 до 15 баллов.

4. Оценка «Отлично» ставится, если студент набрал от 16 до 20 баллов.

7.2.7 Паспорт оценочных материалов

№ п/п	Контролируемые разделы (темы) дисциплины	Код контролируемой компетенции	Наименование оценочного средства
1	Строение вещества и реакционная способность веществ	УК-1	Тест, контрольная работа, защита реферата
2	Основы химической термодинамики и кинетики	УК-1	Тест, контрольная работа, защита лабораторных работ
3	Растворы. Дисперсные системы	УК-1	Тест, контрольная работа, защита лабораторных работ, защита реферата
4	Электрохимические процессы	УК-1	Тест, контрольная работа, защита лабораторных работ

			работ проекту....
5	Полимеры и олигомеры	УК-1	Тест, контрольная работа, защита реферата
6	Химическая идентификация веществ	УК-1	Тест, контрольная работа, защита лабораторных работ

7.3. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности

Тестирование осуществляется, либо при помощи компьютерной системы тестирования, либо с использованием выданных тест-заданий на бумажном носителе. Время тестирования 30 мин. Затем осуществляется проверка теста экзаменатором и выставляется оценка согласно методики выставления оценки при проведении промежуточной аттестации.

Решение стандартных задач осуществляется, либо при помощи компьютерной системы тестирования, либо с использованием выданных задач на бумажном носителе. Время решения задач 30 мин. Затем осуществляется проверка решения задач экзаменатором и выставляется оценка, согласно методики выставления оценки при проведении промежуточной аттестации.

Решение прикладных задач осуществляется, либо при помощи компьютерной системы тестирования, либо с использованием выданных задач на бумажном носителе. Время решения задач 30 мин. Затем осуществляется проверка решения задач экзаменатором и выставляется оценка, согласно методики выставления оценки при проведении промежуточной аттестации.

8 УЧЕБНО МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ)

8.1 Перечень учебной литературы, необходимой для освоения дисциплины

1. Коровин Н.В. Общая химия: учеб. для студ. учреждений высш. проф. образования / Н. В.Коровин. — 13-е изд., перераб. и доп. — М. : Издательский центр «Академия», 2011. — 496 с.

2. Глинка, Николай Леонидович. Общая химия [Текст] : учеб. пособие : допущено МО СССР / Глинка, Николай Леонидович ; под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова. - 18-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт , 2012

3. Химия [Текст] : учебное пособие / Воронеж. гос. архитектур.-строит. ун-т ; под общ. ред. Г. Г. Кривневой. - Воронеж : [б. и.], 2013

4. Артеменко, А.И. Органическая химия: учеб. для строит. спец. вузов / А.И. Артеменко.- 5-е изд., испр. – М.: Высшая школа, 2002. – 559 с.

8.2 Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине, включая

перечень лицензионного программного обеспечения, ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», современных профессиональных баз данных и информационных справочных систем:

1. Чтение лекций осуществляется с использованием презентаций в программе «Microsoft PowerPoint».

2. Для выполнения лабораторных работ используется учебный лабораторный комплекс «Химия», совместимый с ПК и снабженный программным обеспечением.

3. Химический каталог. Неорганическая химия. Сайты и книги <http://www.ximicat.com>

4. Chemnet - официальное электронное издание Химического факультета МГУ <http://www.chem.msu.ru/rus>

5. Справочно-информационный сайт по химии <http://www.alhimikov.net>

9 МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ БАЗА, НЕОБХОДИМАЯ ДЛЯ ОСУЩЕСТВЛЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА

Учебно-лабораторное оборудование

- | | |
|---|-------------|
| 1. Учебно-лабораторный комплекс «Химия» | - ауд. 6421 |
| 2. Ионномер Н-160 | - ауд. 6421 |
| 3. Лабораторный рН-метр ЛПУ-01 | - ауд. 6421 |
| 4. Шкаф с вытяжной вентиляцией | - ауд. 6421 |
| 5. Лабораторная химическая посуда | - ауд. 6421 |
| 6. Аквадистиллятор | - ауд. 6422 |

Технические средства обучения

1. Ноутбук - отдел организации и обеспечения учебного процесса
Медиапроектор программ - отдел организации и обеспечения учебного процесса.

10. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

По дисциплине «Химия» читаются лекции, проводятся лабораторные работы.

Основой изучения дисциплины являются лекции, на которых излагаются наиболее существенные и трудные вопросы, а также вопросы, не нашедшие отражения в учебной литературе.

Лабораторные работы выполняются на лабораторном оборудовании в соответствии с методиками, приведенными в указаниях к выполнению работ.

Вид учебных занятий	Деятельность студента
Лекция	Написание конспекта лекций: кратко, схематично, последовательно фиксировать основные положения, выводы, формулировки, обобщения; помечать важные мысли, выделять ключевые слова, термины. Проверка терминов, понятий с

	<p>помощью энциклопедий, словарей, справочников с выписыванием толкований в тетрадь. Обозначение вопросов, терминов, материала, которые вызывают трудности, поиск ответов в рекомендуемой литературе. Если самостоятельно не удастся разобраться в материале, необходимо сформулировать вопрос и задать преподавателю на лекции или на практическом занятии.</p>
Лабораторная работа	<p>Лабораторные работы позволяют научиться применять теоретические знания, полученные на лекции при решении конкретных задач. Чтобы наиболее рационально и полно использовать все возможности лабораторных для подготовки к ним необходимо: следует разобрать лекцию по соответствующей теме, ознакомиться с соответствующим разделом учебника, проработать дополнительную литературу и источники, решить задачи и выполнить другие письменные задания.</p>
Самостоятельная работа	<p>Самостоятельная работа студентов способствует глубокому усвоению учебного материала и развитию навыков самообразования. Самостоятельная работа предполагает следующие составляющие:</p> <ul style="list-style-type: none"> - работа с текстами: учебниками, справочниками, дополнительной литературой, а также проработка конспектов лекций; - выполнение домашних заданий и расчетов; - работа над темами для самостоятельного изучения; - участие в работе студенческих научных конференций, олимпиад; - подготовка к промежуточной аттестации.
Подготовка к промежуточной аттестации	<p>Готовиться к промежуточной аттестации следует систематически, в течение всего семестра. Интенсивная подготовка должна начаться не позднее, чем за месяц-полтора до промежуточной аттестации. Данные перед экзаменом, экзаменом три дня эффективнее всего использовать для повторения и систематизации материала.</p>