

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего образования

«Воронежский государственный технический университет»

УТВЕРЖДАЮ

Декан факультета  Панфилов Д.В./

25 ноября 2022 2023 г.



**РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ  
«Химия»**

Направление подготовки 08.03.01 Строительство

Профиль Проектирование зданий и сооружений

Квалификация выпускника бакалавр

Нормативный период обучения 4 года

Форма обучения очная

Год начала подготовки 2023

Автор программы  
Заведующий кафедрой химии и  
химической технологии  
материалов

О.Б. Рудаков

О.Б. Рудаков

Руководитель ОПОП

Т.В. Макарова

Воронеж 2022

## 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

ОПК-1 - Способен решать задачи профессиональной деятельности на основе использования теоретических и практических основ естественных и технических наук, а также математического аппарата

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 <sub>УК-1</sub> ).
	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 <sub>УК-1</sub> ).

	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 <sub>ук-1</sub> ; ИД-3 <sub>ук-1</sub> ).
ОПК-1	Знать: классификацию основ естественных и технических наук для решения задач профессиональной деятельности (ИД-1 <sub>опк-1</sub> ).
	Уметь: проводить оценку воздействия техногенных факторов на состояние окружающей среды современной научной аппаратурой, навыками ведения физического эксперимента (ИД-3 <sub>опк-1</sub> ).
	Владеть: фундаментальными принципами и методами решения научно-технических задач (ИД-2 <sub>опк-1</sub> ).

#### 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
<b>Аудиторные занятия (всего)</b>	72	72
<b>В том числе:</b>		
Лекции	36	36
Лабораторные работы (ЛР)	36	36
<b>Самостоятельная работа</b>	72	72
Часы на контроль	36	36
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. 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 молекул. Ионная связь. Металлическая связь. Водородная связь.</p> <p>Свойства и реакционная способность веществ, составляющих основу строительных материалов.</p>	6	6	12	24
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. Энергетика химических процессов. Закон Гесса и следствия из него. Энтальпии образования.</p> <p>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>	6	6	12	24
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.</p>	6	6	12	24

		<p>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 рН. рН-индикаторы. Гидролиз солей. Соли, гидролизующиеся по аниону, по катиону, негидролизующиеся соли. Изменение рН среды при гидролизе. Буферные системы.</p> <p>Дисперсные системы, их классификация, методы получения. Термодинамическая неустойчивость гетерогенных дисперсных систем. Поверхностные явления и адсорбция. Коллоидные растворы.</p> <p>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>	6	6	12	24
5	Полимеры и олигомеры	<p>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.</p> <p>Строительные материалы на основе высокомолекулярных соединений. Применение полимеров при изготовлении бетонов.</p>	6	6	12	24
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>	6	6	12	24
<b>Итого</b>			<b>36</b>	<b>36</b>	<b>72</b>	<b>144</b>

## 5.2 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-2ук-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, закономерности химических реакций (ИД-4ук-1).	Решение стандартных практических задач	Выполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах	Невыполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах
	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-1ук-1; ИД-3ук-1).	Решение прикладных задач в конкретной предметной области	Выполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах	Невыполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах
ОПК-1	Знать: классификацию основ естественных и технических наук для решения задач профессиональной деятельности (ИД-1опк-1).	Отчет по лабораторным работам, тест	Выполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах	Невыполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах
	Уметь: проводить оценку воздействия техногенных факторов на состояние окружающей среды современной научной аппаратурой, навыками ведения физического эксперимента (ИД-3опк-1).	Решение стандартных практических задач	Выполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах	Невыполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах
	Владеть: фундаментальными принципами и методами решения научно-технических задач (ИД-2опк-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 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-2ук-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 мнений в области темы строения вещества, растворы электролитов, электрохимических процессов, закономерности химических реакций (ИД-4ук-1).	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
	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-1ук-1; ИД-3ук-1).	Решение прикладных задач в конкретной предметной области	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
ОПК-1	Знать: классификацию основ естественных и технических наук для решения задач профессиональной деятельности (ИД-1опк-1).	Тест	Выполнение теста на 90-100%	Выполнение теста на 80- 90%	Выполнение теста на 70- 80%	В тесте менее 70% правильных ответов
	Уметь: проводить оценку воздействия техногенных факторов на состояние окружающей среды современной научной аппаратурой, навыками ведения физического эксперимента	Решение стандартных практических задач	Задачи решены в полном объеме	Продемонстрирован верный ход	Продемонстрирован верный ход	Задачи не решены





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 НЭОз - содержится \_\_\_ электронов.

6  7

5  4

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

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

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

9. Реакцией полимеризации можно получить вещество, название которого

перлон  антрон

найлон  тефлон

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

эмиссией  релаксацией

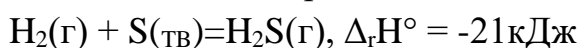
люминесценцией  фотометрией

11. Атомы углерода в молекуле  $\text{C}_2\text{H}_4$  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 ...

$\text{H}_2\text{S}$    $\text{H}_2\text{O}$

$\text{CO}_2$    $\text{NaCl}$

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 гидроксида натрия

- 40                       4  
 16                       8

16. Для повышения температуры кипения раствора на  $1,04^{\circ}\text{C}$  ( $E_{\text{H}_2\text{O}} = 0,52\text{град.кг/моль}$ ) необходимо, чтобы концентрация растворенного в нём неэлектролита составляла \_\_\_\_\_ моль/кг.

- 2                       0,2  
 0,1                       1

17. Коэффициент перед молекулой восстановителя в уравнении реакции  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$  равен

- 3                       2  
 1                       4

18. Продуктами, выделяющимися на инертных электродах при электролизе водного раствора сульфата натрия, являются ...

- Na и  $\text{O}_2$                        Na и  $\text{SO}_2$   
  $\text{H}_2$  и  $\text{O}_2$                         $\text{H}_2$  и S

19. При помощи лакмуса можно различить растворы солей

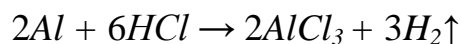
- $\text{FeCl}_2$  и  $\text{AlBr}_3$                         $\text{Na}_2\text{SO}_4$  и  $\text{NaCl}$   
  $\text{NaCl}$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_3$                         $\text{K}_2\text{SO}_4$  и  $\text{CaBr}_2$

20. Если увеличить давление в 10 раз, то скорость прямой реакции  $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Br}_2(\text{г}) = 2\text{HBr}(\text{г})$ , при условии ее элементарности, увеличится в \_\_\_\_\_ раз.

- 5                       20                       50                       100

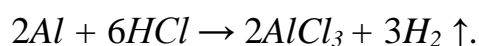
### 7.2.2 Примерный перечень заданий для решения стандартных задач

**Задача.** Взаимодействие алюминия с раствором соляной кислоты протекает по следующей реакции:



В реакции участвуют 2,7 кг алюминия. Рассчитайте объем водорода, выделившегося в ходе реакции, протекающей при нормальных условиях, а также при температуре  $28^{\circ}\text{C}$  и давлении 102 кПа; абсолютную плотность водорода и плотность водорода по воздуху; массу образовавшегося хлорида алюминия и массовую долю алюминия в нем.

**Решение.** Реакция протекает по уравнению



В виде таблицы представим молярные массы, количество моль и соответствующие им массы участвующих в реакции веществ.

	<i>Al</i>	<i>AlCl<sub>3</sub></i>	<i>H<sub>2</sub></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<sub>x</sub>* 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:

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

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

2700 г *Al* образуют *m<sub>AlCl<sub>3</sub></sub>*

54 г *Al* образуют 267 г *AlCl<sub>3</sub>*;

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

Массовую долю железа в *AlCl<sub>3</sub>* рассчитаем, исходя соответственно из атомных и молярных масс атомов и молекул:

133,5 г *AlCl<sub>3</sub>* составляют 100 %

27 г *Al* составляют *x* %;

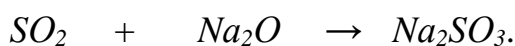
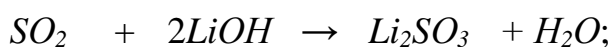
$$x = \frac{27 \cdot 100}{133,5} = 20,22 \text{ \%}.$$

## Тема 2. Классы неорганических соединений

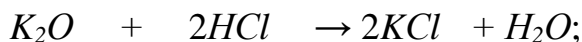
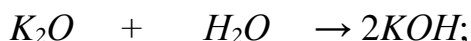
**Задача 1.** Какие из перечисленных ниже веществ являются оксидами:

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

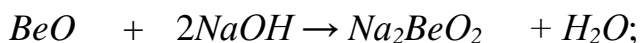
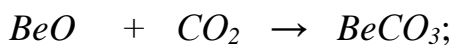
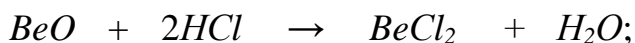
**Решение.** В нашем примере кислотным оксидом является оксид  $SO_2$ . При взаимодействии с водой он образует сернистую кислоту  $H_2SO_3$ , с основаниями и основными оксидами – ее соли:



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:

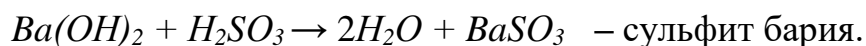


$BeO$  – амфотерный оксид, нерастворимый в воде. Ему соответствует гидроксид, проявляющий кислотные свойства ( $H_2BeO_2$  – кислота) и основные свойства ( $Be(OH)_2$  – основание). Амфотерные оксиды взаимодействуют с кислотами и щелочами, а также с кислотными и основными оксидами с образованием солей:



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

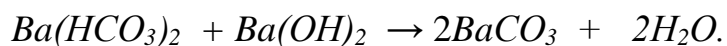
**Решение.**



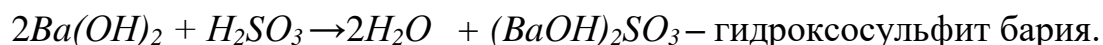
При недостаточном для образования средней соли количестве основания получается кислая соль:



Для превращения кислой соли в среднюю необходимо добавить основание:



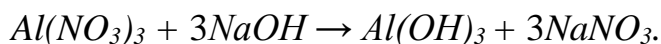
При недостаточном для образования средней соли количестве кислоты получается основная соль:



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:

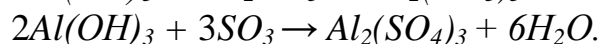
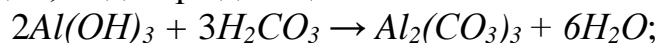


Гидроксид алюминия обладает амфотерными свойствами, т.е. двойственной природой, следовательно, может взаимодействовать как с кислотными, так и с основными оксидами, гидроксидами.

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:  $CH_{4(g)} + CO_{2(g)} \rightarrow 2CO_{(g)} + 2H_{2(g)}$ , если

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

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

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

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

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

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

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

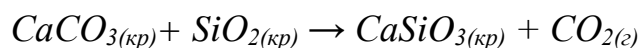
Так как  $\Delta H^0 > 0$ , то процесс *эндотермический*.

Из уравнения реакции следует, что для получения 2 молей ( $\nu_1$ ) или 4 г ( $m = \nu \cdot M$ ) водорода требуется затратить 247,8 кДж теплоты. Если в результате процесса образуется иное количество вещества ( $\nu_2$ ), 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  $\Delta G^0$  в ходе данной реакции, воспользовавшись уравнением  $\Delta G^0 = \Delta H - T \cdot \Delta S^0$ . Величину изменения энтальпии реакции рассчитаем по уравнению:

$$\Delta H^0 = (\Delta_f H^0 CO_{2(g)} + \Delta_f H^0 CaSiO_{3(кр)}) - (\Delta_f H^0 SiO_{2(кр)} + \Delta_f H^0 CaCO_{3(кр)}).$$

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

$$\Delta_f H^0 CO_{2(g)} = -393,5 \text{ кДж/моль}; \Delta_f H^0 CaCO_{3(кр)} = -1206,0 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta_f H^0 SiO_{2(кр)} = -859,3 \text{ кДж/моль}; \Delta_f H^0 CaSiO_{3(кр)} = -1584,1 \text{ кДж/моль}.$$

Подставив значения в уравнение, получим

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

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

$$S^0 CaCO_{3(кр)} = 92,9 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}; \quad S^0 SiO_{2(кр)} = 42,1 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К};$$

$$S^0 CO_{2(g)} = 231,5 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}; \quad S^0 CaSiO_{3(кр)} = 82,0 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}.$$

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

$$\Delta S^0 = S^0 CO_{2(g)} + S^0 CaSiO_{3(кр)} - S^0 SiO_{2(кр)} - S^0 CaCO_{3(кр)},$$

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

Рассчитаем  $\Delta G^0$ , воспользовавшись найденными значениями  $\Delta H^0$  и  $\Delta S^0$ :

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

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



а) при увеличении концентрации оксида серы (IV) в 2 раза;

б) 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:

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

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;

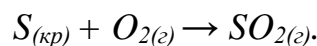
б) в данной реакции все вещества находятся в газообразном состоянии, поэтому при увеличении давления над системой в 3 раза объем уменьшится в три раза, а концентрация каждого из реагирующих веществ, следовательно, увеличится в 3 раза. Тогда кинетическое уравнение запишем:

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

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:

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

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

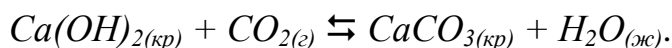
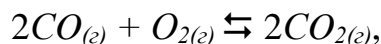
Чем выше скорость реакции, тем за более короткий промежуток времени она протекает, то есть время протекания реакции ( $\tau$ ) обратно пропорционально

её скорости ( $v$ ).

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

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:

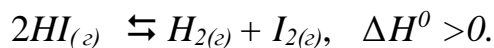
$$K = \frac{[CO_2]^2}{[CO]^2 \cdot [O_2]}.$$

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 выгоды 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  $s$ -орбиталях – максимально два, на трех эквивалентных  $p$ -орбиталях – максимально шесть, на пяти эквивалентных  $d$ -орбиталях – максимально десять).  ${}_{20}Ca \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ .

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.

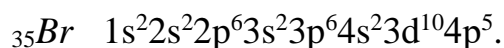
Распределение электронов по ячейкам будет иметь вид:

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

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 р-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:

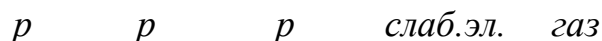


*сильн.эл.    сильн.эл.            сильн.эл.            сильн.эл.*

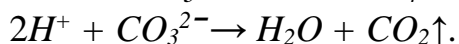
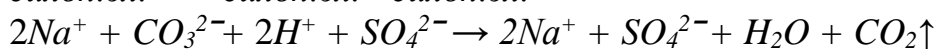
$Ba^{2+} + 2Cl^- + 2Na^+ + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4 \downarrow + 2Na^+ + 2Cl^-$  (полное ионно-молекулярное уравнение),



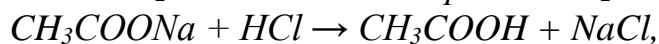
Реакция возможна, так как она сопровождается образованием труднорастворимого соединения  $BaSO_4$ .



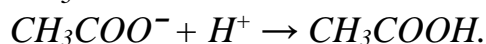
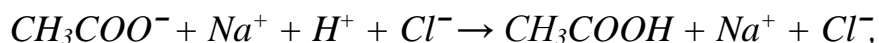
*сильн.эл.            сильн.эл.    сильн.эл.*



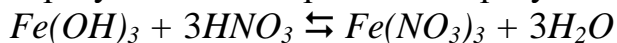
Реакция протекает, так как сопровождается образованием *газообразного соединения*  $CO_2$  и *слабого электролита*  $H_2O$ .



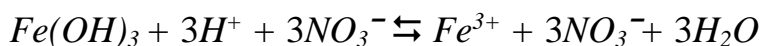
*сильн.эл.    сильн.эл.    слаб.эл.    сильн.эл.*

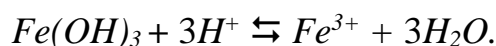


В результате этой реакции образуется слабый электролит  $CH_3COOH$ .



*слаб.эл.    сильн.эл.    сильн.эл.*





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

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

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

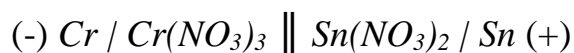
## Тема 10. Электродные потенциалы и гальванические элементы

**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.

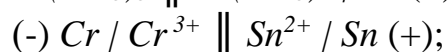
**Решение.** При схематической записи гальванического элемента граница раздела между металлом и раствором обозначается вертикальной чертой, граница между растворами электролитов – двойной вертикальной чертой. Анод записывается слева.

Сравним стандартные электродные потенциалы металлов:  $E_{Cr^{3+}/Cr^0}^0 = -0,74$  В,  $E_{Sn^{2+}/Sn^0}^0 = -0,14$  В. Хром, как более активный металл, является анодом, а олово – катодом.

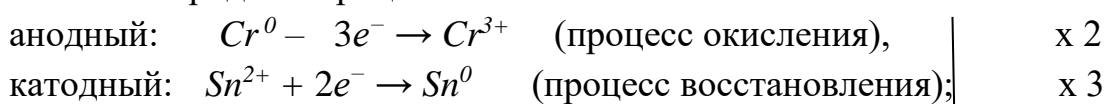
Запишем схему гальванического элемента:



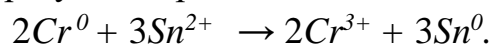
или



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:

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

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

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

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

$$\mathcal{E} = E_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}^0} - E_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^0},$$

$$\mathcal{E} = -0,20 - (-0,78) = 0,58 \text{ В}.$$

### 7.2.3 Примерный перечень заданий для решения прикладных задач

#### Тема 12. Коррозия и защита металлических конструкций

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

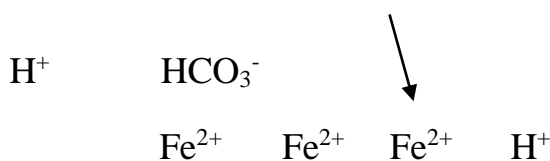
**Решение.** Углекислый газ взаимодействует с водой и образует слабую угольную кислоту  $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$ , которая диссоциирует по уравнению  $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$ . Таким образом, раствор, в котором находится изделие, будет проводить электрический ток, и окислителем в нем являются катионы  $\text{H}^+$ . Коррозия, следовательно, протекает по электрохимическому механизму.

Запишем схему возникшего коррозионного элемента:



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

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





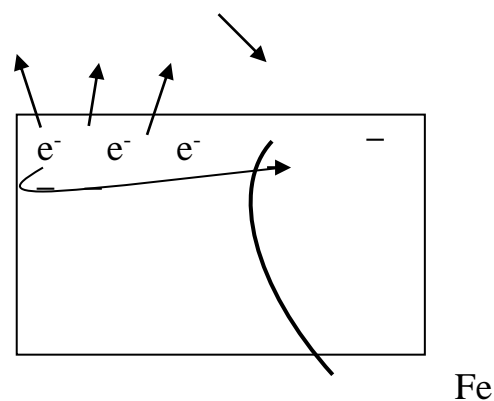


Схема электрохимической коррозии железа в кислой среде

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 подготовки к экзамену

#### *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 рН как мера кислотности и щелочности среды. рН кислот и оснований. Понятие об индикаторах. Окраска индикаторов в различных средах. Гидролиз солей. Соли гидролизующиеся по аниону, по катиону, негидролизующиеся соли. Изменение рН 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».

## **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, ОПК-1	Тест, контрольная работа, защита реферата
2	Основы химической термодинамики и кинетики	УК-1, ОПК-1	Тест, контрольная работа, защита лабораторных работ
3	Растворы. Дисперсные системы	УК-1, ОПК-1	Тест, контрольная работа, защита реферата
4	Электрохимические процессы	УК-1, ОПК-1	Тест, контрольная работа, защита лабораторных работ
5	Полимеры и олигомеры	УК-1, ОПК-1	Тест, контрольная работа, защита лабораторных работ, защита реферата
6	Химическая идентификация веществ	УК-1, ОПК-1	Тест, контрольная работа, защита реферата

### **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; пометить важные мысли, выделять ключевые слова, термины. Проверка терминов, понятий с 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.
Лабораторная работа	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.
Самостоятельная работа	Самостоятельная работа студентов способствует глубокому усвоению учебного материала и развитию навыков самообразования. Самостоятельная работа предполагает следующие составляющие:

	<ul style="list-style-type: none"> <li>- работа с текстами: учебниками, справочниками, дополнительной литературой, а также проработка конспектов лекций;</li> <li>- выполнение домашних заданий и расчетов;</li> <li>- работа над темами для самостоятельного изучения;</li> <li>- участие в работе студенческих научных конференций, олимпиад;</li> <li>- подготовка к промежуточной аттестации.</li> </ul>
<p style="text-align: center;">Подготовка к промежуточной аттестации</p>	<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 три дня эффективнее всего использовать для повторения и систематизации материала.</p>

## ЛИСТ РЕГИСТРАЦИИ ИЗМЕНЕНИЙ

№ п/п	Перечень вносимых изменений	Дата внесения изменений	Подпись заведующего кафедрой, ответственной за реализацию ОПОП
----------	-----------------------------	----------------------------	--