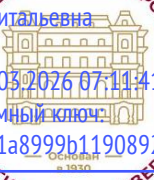
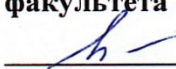


Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Щёкина Вера Битальевна
Должность: Ректор
Дата подписания: 17.03.2026 07:11:41
Уникальный программный ключ:
a2232a55157e57b551a8999b1190892a753989420420336ffb573a434a57789

	МИНИСТЕРСТВО ПРОСВЕЩЕНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
	Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования «Благовещенский государственный педагогический университет»
	ОСНОВНАЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНАЯ ПРОГРАММА Рабочая программа дисциплины

УТВЕРЖДАЮ

**Декан естественно-географического
факультета ФГБОУ ВО «БГПУ»**

 **И.А. Трофимцова**

«26» марта 2025 г.

**Рабочая программа дисциплины
«РЕШЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ ЗАДАЧ»**

**Направление подготовки
44.03.05 ПЕДАГОГИЧЕСКОЕ ОБРАЗОВАНИЕ
(с двумя профилями подготовки)**

**Профиль
«БИОЛОГИЯ»**

**Профиль
«ХИМИЯ»**

**Уровень высшего образования
БАКАЛАВРИАТ**

**Принята на заседании кафедры химии
(протокол № 6 от «26» марта 2025 г.)**

Благовещенск 2025

СОДЕРЖАНИЕ

1 ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА	3
2 УЧЕБНО-ТЕМАТИЧЕСКОЕ ПЛАНИРОВАНИЕ	4
3 СОДЕРЖАНИЕ ТЕМ (РАЗДЕЛОВ)	5
4 МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ (УКАЗАНИЯ) ДЛЯ СТУДЕНТОВ ПО ИЗУЧЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ	6
5 ПРАКТИКУМ ПО ДИСЦИПЛИНЕ	7
6 ДИДАКТИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ КОНТРОЛЯ (САМОКОНТРОЛЯ) УСВОЕННОГО МАТЕРИАЛА.....	Ошибка! Закладка не определена.
7 ПЕРЕЧЕНЬ ИНФОРМАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ, ИСПОЛЬЗУЕМЫХ В ПРОЦЕССЕ ОБУЧЕНИЯ	41
8 ОСОБЕННОСТИ ИЗУЧЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ ИНВАЛИДАМИ И ЛИЦАМИ С ОГРАНИЧЕННЫМИ ВОЗМОЖНОСТЯМИ ЗДОРОВЬЯ	53
9 СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ И ИНФОРМАЦИОННЫХ РЕСУРСОВ	53
10 МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ БАЗА	54
11 ЛИСТ ИЗМЕНЕНИЙ И ДОПОЛНЕНИЙ	56

1 ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

1.1 Цель дисциплины: закрепить и систематизировать знания по химии, освоить решение задач различного уровня сложности, соответствующего уровню ВУЗов естественнонаучного профиля.

1.2 Место дисциплины в структуре ООП

Дисциплина «Решение химических задач» относится к дисциплинам обязательной части предметно-методического модуля по профилю «Химия» блока Б1: Б1.О.08.02.

Для освоения дисциплины «Решение химических задач» обучающиеся используют знания, умения, сформированные в ходе изучения дисциплин «Общая химия», «Неорганическая химия», полученные при обучении в вузе, а также органической, биологической химии, математики за курс общеобразовательной школы. Усвоение данной дисциплины позволит расширить знания по всем дисциплинам химического цикла.

1.3 Дисциплина направлена на формирование следующих компетенций: ОПК-5; ОПК-8; ПК-2:

- **ОПК-5.** Способен осуществлять контроль и оценку формирования результатов образования обучающихся, выявлять и корректировать трудности в обучении, **индикаторами** достижения которой являются:

- ОПК-5.1 Осуществляет выбор содержания, методов, приемов организации контроля и оценки, в том числе ИКТ, в соответствии с установленными требованиями к образовательным результатам обучающихся;

- ОПК-5.2 Обеспечивает объективность и достоверность оценки образовательных результатов обучающихся;

- **ОПК-8.** Способен осуществлять педагогическую деятельность на основе специальных научных знаний, **индикатором** достижения которой является:

- ОПК-8.3 Демонстрирует специальные научные знания, в том числе в предметной области;

- **ПК-2.** Способен осуществлять педагогическую деятельность по профильным предметам (дисциплинам, модулям) в рамках программ основного общего и среднего общего образования, **индикатором** достижения которой является:

- ПК-2.2 Применяет основы теории фундаментальных и прикладных разделов химии (неорганической, аналитической, органической, физической, химии ВМС, химических основ биологических процессов, химической технологии) для решения теоретических и практических задач.

1.4 Перечень планируемых результатов обучения. В результате изучения дисциплины студент должен

- **знать:**

- методы и способы обработки информации результатов химического эксперимента, результатов наблюдений и измерений;

- информационные источники справочного, научного, нормативного характера;

- основные законы естественнонаучных дисциплин

- свойства простых и сложных веществ;

- **уметь:**

- обрабатывать, анализировать и обобщать результаты наблюдений и измерений;

- решать задачи, используя принципы и методы химии;

- объяснять зависимость свойств веществ от их состава и строения;

- проводить самостоятельный поиск химической информации с использованием различных источников (научно-популярных изданий, компьютерных баз данных, ресурсов Internet).

- **владеть:**

- навыками делать заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ химии;

- приемами решения основных задач, типичных для естественнонаучных дисциплин;
- способами ориентации в профессиональных источниках информации (журналы, сайты, образовательные порталы);
- методами определения возможности протекания химических превращений в различных условиях и оценки их последствий;

1.5 Общая трудоемкость дисциплины «Решение химических задач» составляет 2 зачетные единицы (далее – ЗЕ) (72 часа).

Программа предусматривает изучение материала на лекциях и практических занятиях. Предусмотрена самостоятельная работа студентов по темам и разделам. Проверка знаний осуществляется фронтально, индивидуально.

1.6 Объем дисциплины и виды учебной деятельности

Объем дисциплины и виды учебной деятельности (очная форма обучения)

Вид учебной работы	Всего часов	Семестр 4
Общая трудоемкость	72	
Контактная работа	42	
Лекции	16	
Практические работы	26	
Самостоятельная работа	30	
Вид итогового контроля:		Зачет

2 УЧЕБНО-ТЕМАТИЧЕСКОЕ ПЛАНИРОВАНИЕ

Учебно-тематический план (очная форма обучения)

№	Наименование тем (разделов)	Всего часов	Аудиторные занятия		Самостоя- тельная работа
			Лекции	Практические работы	
II семестр					
	Введение	4	2		2
1	Способы решения задач по химии	6	2	2	2
2	Газовые законы Взаимозависимые параметры состоя- ния газов	12	2	4	6
3	Основные типы расчетных задач	14	2	6	6
3.1	Основные типы расчетных задач. Вывод истинной формулы вещества	1			1
3.2	Основные типы расчетных задач. Схема расчета по химическому уравне- нию с использованием масс и объемов	5	2	2	1
3.3	Основные типы расчетных задач. Рас- четы по термохимическим уравнениям	4		2	2
3.4	Основные типы расчетных задач. Определение состава смесей веществ и сплавов	4		2	2
4	Растворы	12	2	4	6
4.1	Растворы. Количественный состав рас- твора	3	2		1
4.2	Растворы. Растворимость	1			1
4.3	Растворы. Задачи на определение фор- мулы кристаллогидрата	4		2	2

4.4	Растворы. Действия с растворами: разбавление, упаривание, концентрирование, сливание двух растворов	4		2	2
5	Электролиз	12	4	6	2
6	Особенности олимпиадных задач	12	2	4	6
	Итого:	72	16	26	30

Интерактивное обучение по дисциплине

№	Наименование тем (разделов)	Вид занятия	Форма интерактивного занятия	Кол-во часов
1	Способы решения задач по химии. Прямой алгебраический способ	ЛК	Лекция с ошибками	2
2	Способы решения задач по химии. Способ пропорционального расчета	ЛК	Лекция с ошибками	2
3	Способы решения задач по химии. Прямой алгебраический способ. Квадрат Пирсона. Способ пропорционального расчета. Решение задач способом произвольной гипотезы	ПР	Круглый стол	2
4	Основные типы расчетных задач. Вывод истинной формулы вещества	ЛК	Лекция с ошибками	2
5	Основные типы расчетных задач. Определение состава смесей веществ и сплавов	ПР	Круглый стол	2
6	Особенности олимпиадных задач	ПР	Мозговой штурм	2
	ИТОГО	12/42=28 %		

3 СОДЕРЖАНИЕ ТЕМ (РАЗДЕЛОВ)

ВВЕДЕНИЕ

Теоретические основы методики обучения решению химических задач. Место и значение химических задач в системе школьного химического содержания. Классификация химических задач. Функции расчётных и экспериментальных химических задач. Компетентностные и контекстные задачи в обучении химии. Требования к обучающимся при решении химических задач. Включение химических задач в методы проблемного и интерактивного обучения. Место химических задач в различных образовательных программах. Оценивание результатов обучения химии с применением химических задач.

Методические подходы к решению типовых задач и оценивание результатов обучения их решению.

I СПОСОБЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ ПО ХИМИИ

Прямой алгебраический способ. Способ пропорционального расчета. Квадрат Пирсона. Решение задач способом произвольной гипотезы.

II ГАЗОВЫЕ ЗАКОНЫ. ВЗАИМОЗАВИСИМЫЕ ПАРАМЕТРЫ СОСТОЯНИЯ ГАЗОВ

Закон Бойля-Мариотта. Закон Гей-Люссака. Закон Шарля. Закон Авогадро. Следствия из закона Авогадро. Уравнение идеального газа. Закон Дальтона.

III ОСНОВНЫЕ ТИПЫ РАСЧЕТНЫХ ЗАДАЧ

Расчеты по химическим формулам. Вычисление массовых долей (%) по формулам веществ.

Основные понятия и законы химии. Моль. Молярная масса.

Вывод истинной формулы вещества. Основные способы расчета.

Нахождение формулы вещества по указанным в условии задачи свойствам. Нахождение формулы вещества по массовым долям элементов. Нахождение химической формулы газообразного вещества по массовым долям элементов и относительной плотности его по другому газу. Нахождение химической формулы вещества по продуктам сгорания.

Стехиометрические расчеты по уравнениям химических реакций. Схема расчета по химическому уравнению с использованием масс и объемов. Схема расчета по химическому уравнению с использованием количества вещества. Вычисления по химическим уравнениям масс (объемов) веществ по известной массе (объему) одного из вступающих или получающихся в результате реакции веществ. Расчеты по химическим уравнениям при условии, что одно из реагирующих веществ дано в избытке. Расчеты по термохимическим уравнениям. Вычисление объема газа, необходимого для реакции с определенным объемом другого газа. Определение массовой (объемной доли) выхода продукта реакции в процентах от теоретически возможного. Вычисление масс (объема) продукта реакции по известной массе (объему) исходного вещества, содержащего примеси.

Определение состава смесей веществ и сплавов. Массовая доля компонента. Типичные реакции разложения веществ, составляющих смеси.

IV РАСТВОРЫ

Растворы. Количественный состав раствора. Массовая доля вещества в растворе. Молярная концентрация. Растворимость. Кристаллогидраты. Задачи на определение формулы кристаллогидрата. Задачи на приготовление растворов кристаллогидратов. Действия с растворами: разбавление, упаривание, концентрирование, сливание двух растворов.

V ЭЛЕКТРОЛИЗ

Электролиз. Законы электролиза (М. Фарадея). Постоянная Фарадея. Процессы, протекающие при электролизе расплавов и растворов.

VI ОСОБЕННОСТИ ОЛИМПИАДНЫХ ЗАДАЧ

Особенности олимпиадных задач. Формы построения олимпиадных задач. Примеры олимпиадных задач разных этапов.

4 МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ (УКАЗАНИЯ) ДЛЯ СТУДЕНТОВ ПО ИЗУЧЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

В программу дисциплины включены задания, рассчитанные как на средний уровень (для контрольных работ по химии), так и олимпиадного уровня, т.е. более сложные. В программе представлены наиболее современные и рациональные методы решения, которые, конечно, не являются единственно возможными. Поэтому не требуется всегда следовать какой-то определенной схеме, а поиски других, нестандартных способов решения отдельных задач могут только приветствоваться.

В разделах дисциплины рассмотрены основные способы решения задач, включены наиболее важные понятия курса химии, приведены развернутые решения задач и задачи для самостоятельного решения с ответами. В пособии даны расчетные задачи, преследующие цель запоминания формул и операций, использование которых позволит в дальнейшем решать проблемные задачи. Многие задачи являются олимпиадными и отличаются от типовых тем, что требуют использования теоретических знаний из разных разделов химии.

В процессе подготовки Вы можете также использовать учебное пособие «Основные типы и способы решения усложненных задач по химии» / Егорова И.В., Иваненко Т.К., Трофимцова И.А. - Благовещенск: Изд-во БГПУ, – 2005. – 192 с.

Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов по дисциплине

№	Наименование раздела (темы)	Формы/виды самостоятельной работы	Количество часов, в соответствии с учебно-тематическим планом
---	-----------------------------	-----------------------------------	---

1	Введение	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Собеседование	2
2	Способы решения задач по химии. Способ пропорционального расчета. Решение задач способом произвольной гипотезы	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Собеседование Расчетные задачи Тест	2
3	Газовые законы. Взаимозависимые параметры состояния газов	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Собеседование Расчетные задачи Тест	6
4	Основные типы расчетных задач	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Собеседование Расчетные задачи Тест	6
5	Растворы	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Собеседование Расчетные задачи Тест	6
6	Электролиз	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Собеседование Расчетные задачи Тест	2
7	Особенности олимпиадных задач	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Собеседование Контрольная работа	6
Итого:			30

5 ПРАКТИКУМ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

План практических работ по дисциплине «Решение химических задач»

№ п/п	Тема	Вид работы	Кол-во часов
1	Практическая работа №1 Способы решения задач по химии. Прямой алгебраический способ. Квадрат Пирсона. Способ пропорционального расчета. Решение задач способом произвольной гипотезы	Практическая работа	2
2	Практическая работа № 2 Газовые законы Взаимозависимые параметры состояния газов	Практическая работа	4
3	Практическая работа № 3 Основные типы расчетных задач. Расчеты по термохимическим уравнениям	Практическая работа	2

4	Практическая работа № 4 Основные типы расчетных задач. Определение состава смесей веществ и сплавов	Практическая работа	4
5	Практическая работа № 5 Растворы. Задачи на определение формулы кристаллогидрата	Практическая работа	2
6	Практическая работа № 6 Растворы. Действия с растворами: разбавление, упаривание, концентрирование, сливание двух растворов	Практическая работа	2
7	Практическая работа № 7 Электролиз	Практическая работа	6
8	Практическая работа № 8 Особенности олимпиадных задач	Практическая работа	4
	Всего		26

Практическая работа №1 (2 часа)

Тема: Способы решения задач по химии. Прямой алгебраический способ.

Квадрат Пирсона. Способ пропорционального расчета.

Решение задач способом произвольной гипотезы

Прямой алгебраический способ предполагает выражение искомой величины через известное непосредственно в условии задачи. Этот способ имеет ряд преимуществ в тех случаях, когда решить задачу одной или двумя пропорциями нельзя и удобно воспользоваться другими методами алгебры, чаще всего линейными уравнениями и неравенствами.

Алгебраические уравнения составляют на основе уравнений реакций, которые дают представления о стехиометрических отношениях, взаимодействующих и образующихся в реакции веществ. Чаще всего алгебраическое уравнение составляют, учитывая соотношение количеств веществ соединений, участвующих в реакции, и используя зависимость $n = m/M$. Иногда алгебраическое уравнение записывают в виде равенства масс определенного химического элемента в соединениях, вступивших в реакцию, и в конечных продуктах. Для однозначного решения задачи число уравнений должно равняться числу неизвестных величин, фигурирующих в уравнениях.

В тех случаях, когда система уравнений не имеет однозначного решения, используют дополнительные сведения о величинах, представленных в условии задачи. На их основе составляют неравенства, решение которых позволяет определить границы возможных значений искомой величины. Неравенства чаще всего определяют границы возможных степеней окисления элементов, зарядов ионов, молярных масс соединений и др. Так, например, число определяющее массовую долю элемента в соединении, не может быть отрицательным или превышать единицу: $0 \leq \omega \leq 1$; молярная масса кислоты не может быть больше молярной массы соли этой кислоты; число атомов водорода в молекуле спирта не может быть меньше четырех и не превышает числа атомов водорода в молекуле соответствующего ему предельного углеводорода и др. Среди множества значений только одно или несколько имеют физический смысл. Таким образом, приходят к ограниченному количеству вариантов решения задачи.

Прийти к однозначному ответу возможно, если учитывать, что некоторые неизвестные величины могут принимать только вполне определенные значения. Примерами таких величин являются числа атомов в молекулах, которые представлены целыми положительными числами, степени окисления, заряды ионов или молярные массы атомов, имеющие определенные числовые значения, указанные в таблице периодической системы элементов.

Ниже приведены примеры задач, которые можно решить алгебраическим способом.

Задача 1.

Какую массу калия следует добавить к 300 мл воды, чтобы в результате реакции образовался 15%-ный раствор КОН?

Решение:

1. Пусть искомая масса калия составляет x г, тогда масса образовавшегося раствора составит:

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{K}) + m(\text{H}_2\text{O}) - m(\text{H}_2).$$

2. Вычисляем значение масс КОН и H_2 :

$$\begin{array}{ccccccc} X \text{ г} & m_1 & & m_2 & & & \\ & & & & & & \\ & & & & & & 2 \text{ K} + 2 \text{ H}_2\text{O} = 2 \text{ КОН} + \text{H}_2 \uparrow \\ & & & & & & 2 \text{ моль} \quad 2 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль} \\ & & & & & & (2 \cdot 39) \text{ г} \quad (2 \cdot 56) \text{ г} \quad 2 \text{ г} \\ m_1 = \frac{2 \cdot 56 \cdot x}{2 \cdot 39} = 1,435 \cdot x \\ m_2 = 0,026 \cdot x \\ m(\text{р-ра}) = x + 300 - 0,026 \cdot x. \end{array}$$

По условию, массовая доля КОН в растворе составляет 15%,

$$\text{т.е. } \omega\%(\text{KОН}) = 0,15 = \frac{1,435 \cdot x}{x + 300 - 0,026 \cdot x}; \quad x = 34,937 \text{ г} \approx 34,94 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{K}) = 34,94 \text{ г}$.

Задача 2.

Какую массу оксида калия следует добавить к 350 г 7,9%-ного раствора гидроксида калия для получения 21%-ного раствора гидроксида калия?

Решение:

Пусть искомая масса оксида калия составляет x г, тогда масса полученного раствора равна $(x + 350)$ г. Вычислим, какая масса КОН соответствует x г K_2O . Для этого составим стехиометрическую схему:

$$1 \text{ моль } \text{K}_2\text{O} - 2 \text{ моль } \text{KОН}. \quad \text{Тогда } \frac{x}{94} = \frac{m_1}{2 \cdot 56}; \quad m_1 = \frac{112x}{94}.$$

В 350 г 7,9%-ного раствора КОН содержится $350 \cdot 0,079 = 27,65 \text{ г}$ КОН.

Всего в полученном растворе содержится $\frac{112x}{94} + 27,65 \text{ г}$ КОН.

$$\text{По условию } \frac{112x}{94} + 27,65 = 0,21 \cdot (x + 350); \quad x = 46,78.$$

Ответ: требуется добавить 46,78 г оксида калия.

Задача 3.

При взаимодействии оксида металла с серной кислотой образовалось 3,92 г сульфата этого металла и 0,54 г воды. Напишите формулу оксида металла.

Решение:

Запишем химическую формулу оксида металла в условном виде Me_2O_n . Искомая величина $M(\text{Me})$ – молярная масса металла и n – его степень окисления. Реакции оксида металла с серной кислотой отвечает уравнение: $\text{Me}_2\text{O}_n + n \text{ H}_2\text{SO}_4 = \text{Me}_2(\text{SO}_4)_n + n \text{ H}_2\text{O}$

Алгебраическое уравнение составим с учетом того, что количество вещества воды, образовавшейся в результате реакции, в n раз больше количества вещества сульфата металла:

$$n \cdot v \text{ Me}_2(\text{SO}_4)_n = v (\text{H}_2\text{O}), \quad \text{или}$$

$$n \cdot \frac{m(\text{Me}_2(\text{SO}_4)_n)}{M(\text{Me}_2(\text{SO}_4)_n)} = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})}, \text{ т.е.}$$

$$n \cdot \frac{3,92}{2 \cdot M(\text{Me}) + 96n} = \frac{0,54}{18},$$

откуда $M(\text{Me}) = 17,32 \cdot n$. Решение имеет смысл при $n = 3$ и $M(\text{Me}) = 52$ г/моль.

Ответ: искомая формула Cr_2O_3 .

Задача 4.

Закрытая колба со смесью воздуха и кислорода имеет массу 77,163 г. Если ту же колбу наполнить углекислым газом, ее масса составит 73,373 г, а с газом X она весит 77,017 г. Назовите X.

Решение:

Способ 1.

Изменение массы колбы пропорционально изменению молярной массы при переходе от одного газа к другому. Тогда $\Delta m_1 = 0,210$ г; $\Delta m_2 = 0,146$ г; $\Delta m_1/\Delta m_2 = 1,44$. Средняя молярная масса смеси воздуха с кислородом находится в пределах 29 – 32, значит, изменение молярной массы при переходе к CO_2 составляет 15 – 12. Тогда ΔM при переходе к газу X составит $|\Delta M| = (15 - 12)/1,44 = 10 - 8$. Отсюда можно вычислить, в каких пределах находится молярная масса неизвестного газа X:

$$M_1(\text{max}) = 32 - 8 = 24; M_2(\text{min}) = 29 - 10 = 19.$$

Условию удовлетворяет только неон, так как фтороводород в газовой фазе находится в полимеризованном состоянии и имеет значительно большее значение молярной массы, чем вычисленное.

Способ 2.

Пусть масса колбы с пробкой составляет m_0 , а средняя молярная масса смеси воздуха с кислородом $M_{\text{ср}}$. Тогда можно составить систему: $m_0 + n \cdot M_{\text{ср}} = a$

$$m_0 + n \cdot 44 = b$$

$$m_0 + n \cdot x = c$$

Вычитаем из второго уравнения первое и третье:

$$n(44 - M_{\text{ср}}) = b - a; \quad n(44 - x) = b - c,$$

$$\text{т.е. } n(44 - M_{\text{ср}}) = 0,21; \quad n(44 - x) = 0,356.$$

Выражаем x через $M_{\text{ср}}$ $x = 1,695 \cdot M_{\text{ср}} - 30,6$. Находим предельные значения x ($29 \leq M_{\text{ср}} \leq 32$);

$$x_1 = 1,7 \cdot 29 - 30,6 = 18,6; \quad x_2 = 24.$$

$$19 \leq M(X) \leq 24.$$

Следовательно, условию удовлетворяет неон.

Ответ: Ne.

Способ пропорционального расчета. Решение задач способом произвольной гипотезы

Не каждая задача может быть решена способом поэтапного расчета. Наиболее общий способ решения, связанный с расчетами по химическим уравнениям, следующий: вначале предполагается, что в превращения вступают те количества (число молей вещества), которые фигурируют в уравнении реакции, а затем полученные соотношения сопоставляют с условием. В наиболее простом случае делается пересчет с помощью пропорции.

Способ пропорционального расчета используется для решения многих типов задач, например, таких, когда необходимо выяснить расход реагента – массы, объема, количества вещества для получения определенной массы, объема, количества вещества продукта. В некоторых случаях способ пропорционального расчета используется в качестве одного из этапов решения.

Часто встречаются задачи с неполным условием. В таких задачах трудность решения обусловлена недостатком одного или нескольких элементов в ее условии, которые позволили бы свести решение к определенному алгоритму. В этом случае можно использовать способ так называемой произвольной гипотезы.

При решении подобных задач одной из величин, имеющая размерность – масса, объем, количество вещества и т.д. – *приписывается произвольное, удобное для дальнейших вычислений значение, а затем делается перерасчет на конкретные условия задачи.* Так, можно принять, что масса вещества или его объем, масса или объем раствора, смеси составляет 100 г, 1 г или 1 л, 100 л. Также можно предположить, что в превращении участвует любое целое или нецелое число молей реагирующих или образующихся веществ и т.д. При этом произвольное значение *приписывается не более одного раза*, следовательно, остальные величины выводятся из уравнений реакций и данных условия задачи или же выражаются через неизвестное. Произвольное значение нельзя приписывать величинам, имеющим размерность – относительным плотностям, массовым и объемным долям и т.д.

Задача 1.

Сколько г соли выкристаллизуется при охлаждении до 30°C 200 г насыщенного при 95 °C раствора сульфата меди? Растворимость сульфата меди при 95°C составляет 40 г, при 30 °C – 20 г на 100 г раствора.

Решение:

1. Найдем массу сульфата меди в 200 г раствора насыщенного при 95°C

$$\begin{array}{rcl} 100 \text{ г} & - & 40 \text{ г} \\ 200 \text{ г} & - & x \end{array} \quad x = 80 \text{ г};$$

Воды содержится $200 - 80 = 120$ (г).

2. Допустим, что при охлаждении раствора до 30°C в осадок выпадает какое-то количество кристаллогидрата, соответствующее y г сульфата меди. При этом связывается и выводится из раствора кристаллизационная вода в количестве:

$$\begin{array}{rcl} 160 \text{ г CuSO}_4 & \text{связывают} & 90 \text{ г H}_2\text{O} \\ y \text{ г} & - & a \text{ г H}_2\text{O} \end{array} \quad a = 0,56 \cdot y$$

Данная пропорция составлена на основе того, что молярная масса кристаллогидрата: $M(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}) = 160 + 90 = 250$ (г/моль).

При 30°C в растворе остается $(80 - y)$ г сульфата меди и $(120 - 0,56 \cdot y)$ г воды.

По условию при 30°C в 100 г содержится 20 г сульфата меди, т.е. 80 г воды приходится на 20 г соли.

Составим пропорцию:

$$\begin{array}{rcl} 80 \text{ г воды} & - & 20 \text{ г CuSO}_4 \\ 120 - 0,56 \cdot y & - & (80 - y) \end{array} \quad y = 58,18.$$

В перерасчете на кристаллогидрат получим:

$$\begin{array}{rcl} 250 \text{ г содержат} & 160 \text{ г CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O} \\ b & - & 58,18 \text{ г} \end{array} \quad b = 90,9.$$

Ответ: масса $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ составляет 90,9 (г).

Задача 2.

В каком молярном соотношении следует смешать гексагидрат хлорида железа (III) и воду, чтобы получить 20%-ный раствор хлорида железа (III)?

Способ 1.

Решение:

Пусть x - количество моль $\text{FeCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$

y - количество моль H_2O

$M(\text{FeCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}) = 270,5$ г/моль.

Масса x моль $\text{FeCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ равна $270,5 \cdot x$ (г),

а масса y моль составляет $18y$ (г).

Составим пропорцию:

$270,5 \text{ FeCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ содержат $162,5$ г FeCl_3

$270,5 \cdot x$ — a

$a = 162,5 \cdot x$ (г) FeCl_3 .

Т.е. в конечном растворе масса FeCl_3 равна $162,5 \cdot x$.

Масса вещества в 20%-ном растворе составляет

$0,2 \cdot (270,5 \cdot x + 18 \cdot y)$

Учитывая, что масса хлорида железа остается постоянной, составим уравнение:

$$0,2 \cdot (270,5x + 18y) = 162,5 \cdot x$$

$$18 \cdot y = 542 \cdot x$$

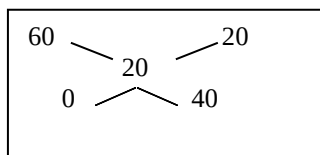
$$y : x = 30 : 1$$

Способ 2.

Эту задачу можно решить, используя квадрат Пирсона.

Определим массовую долю FeCl_3 в $\text{FeCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$

$$\omega\%(\text{FeCl}_3) = \frac{162,5}{270,5} \cdot 100\% = 60\%.$$



На 20 г $\text{FeCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ необходимо взять 40 г воды, что в молярном соотношении составляет:

$$\frac{20}{270,5} : \frac{40}{18}; \quad \text{т.е. } 1 : 30.$$

Ответ: в соотношении 1 : 30.

Решение задач способом произвольной гипотезы

Задача 1.

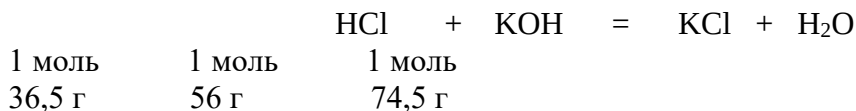
Вычислите массовую долю хлорида калия в растворе, полученном осторожной нейтрализацией 20%-ого раствора соляной кислоты 15%-ным раствором гидроксида калия.

Решение:

Способ 1.

Пусть масса раствора соляной кислоты составляет 100 г, тогда в нем содержится 20 г хлороводорода. Вычислим, какая масса гидроксида калия прореагирует с соляной кислотой, и какая масса соли при этом образуется.

20 г HCl



$$x_1 = 20 \cdot 56 / 36,5 = 30,68 \text{ (г)};$$

$$m(\text{KOH}) = 30,68 \text{ г}; \quad m(\text{KCl}) = 40,82 \text{ г}.$$

Масса раствора KOH составит $30,68 / 0,15 = 204,53$ г, а сумма масс растворов KOH и HCl 304,53 г.

Массовая доля соли в растворе:

$$\omega(\text{KCl}) = 40,82/304,53 = 0,134 \text{ или } 13,4\%.$$

Ответ: $\omega(\text{KCl}) = 0,134$.

Способ 2.

Если прореагировал 1 моль HCl и 1 моль KOH, то образовался 1 моль KCl.

$$m_1(\text{p-ра}) = M(\text{HCl})/\omega_1 = 36,5/0,2 = 182,5 \text{ г}$$

$$m_2(\text{p-ра}) = M(\text{KOH})/\omega_2 = 56/0,15 = 373,3$$

$$\omega(\text{KCl}) = \frac{M(\text{KCl})}{m_1 + m_2} = 74,5/(182,5 + 373,3) = 0,134.$$

Ответ: $\omega(\text{KCl}) = 0,134$.

Очевидны преимущества 2 - го способа решения. Решение задач с неполным условием наиболее рационально при использовании 1 моля или другого целого числа молей одного из веществ.

Задача 2.

Относительная плотность по водороду смеси гелия и кислорода составляет 5,5. Вычислите массовую долю гелия в смеси.

Решение:

Способ 1.

Пусть в смеси на 1 моль гелия приходится x моль кислорода. Тогда масса смеси составляет $(4 + 32 \cdot x)$, а масса на 1 моль: $(4 + 32)/(1 + x)$. По условию средняя молярная масса смеси составляет $5,5 \cdot 2 = 11$ (г/моль), значит,

$$(4 + 32 \cdot x) = 11 \cdot (1 + x); \quad x = 0,33 \text{ (моль)}.$$

Масса смеси: $4 + 32 \cdot 0,33 = 14,56$ (г).

$$\omega(\text{He}) = 4/14,56 = 0,27.$$

Ответ: $\omega(\text{He}) = 0,27$.

Способ 2.

Пусть в смеси объемная доля гелия составляет x , тогда объемная доля кислорода $(1 - x)$. Для газов молярная доля в смеси совпадает с объемной долей, поэтому можно записать: $\varphi(\text{He}) \cdot M(\text{He}) + \varphi(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) = 11$.

$$4 \cdot x + 32 \cdot (1 - x) = 11$$

$$x = 0,75;$$

$$n(\text{He}) = 0,75 \text{ моль},$$

$$m(\text{He}) = n \cdot M = 3 \text{ г},$$

$$\omega(\text{He}) = m(\text{He})/11 = 3/11 = 0,27.$$

Ответ: $\omega(\text{He}) = 0,27$.

Способ 3.

Пусть масса смеси составляет 100 г, а в ней x г He и y г O₂. Объем смеси составляет: $(100/11) \cdot 22,4 = 203,64$ л.

Вычисляем какой объем занимают x г He и y г O₂:

$$V(\text{He}) = 22,4 \cdot \frac{x}{4}; \quad V(\text{O}_2) = 22,4 \cdot \frac{y}{32}.$$

Составим систему уравнений:

$$x + y = 100$$

$$22,4 \cdot \frac{x}{4} + 22,4 \cdot \frac{y}{32} = 203,64$$

$$x = 27,2.$$

$$\omega(\text{He}) = 0,27.$$

Ответ: $\omega(\text{He}) = 0,27$.

Практическая работа №2 (4 часа)

Тема: Газовые законы. Взаимозависимые параметры состояния газов

В нормальных условиях (при $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ и давление $1,01325 \cdot 10^5\text{ Па}$) в газообразном состоянии находятся элементы гелиевой группы (He, Ne и т.д.), ряд элементов, образующих молекулярные газы: O_2 , H_2 , N_2 , F_2 и Cl_2 . Газами также являются многие водородные соединения (H_2O , NH_3), некоторые интергалогениды (ClF , ClF_3), оксиды легких элементов – азота, углерода, хлора, серы. Вследствие слабого межмолекулярного взаимодействия при малых давлениях и высоких температурах все типичные газы ведут себя приблизительно одинаково. Газы, находящиеся в условиях, незначительно отличающихся от нормальных, подчиняются более или менее точно законам идеальных газов. Объем любого газа зависит от трех параметров: температуры T , давления p и числа молекул N . Данные законы, описывают зависимость объема от каждого из трех параметров при постоянстве двух других. Использование газовых законов при решении задач, связано с нахождением какого-либо параметра газового состояния при изменении другого и при условии, что остальные параметры остаются постоянными, а также с расчетом относительной молекулярной массы вещества при известном объеме данной массы газа.

Закон Бойля-Мариотта. При постоянной температуре объем газа данной массы обратно пропорционален его давлению:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{p_2}{p_1}, \text{ или } V \cdot p = \text{const}$$

Закон установлен независимо Р. Бойлем (1662 г) и Э. Мариоттом (1667 г).

Закон Гей-Люссака. При постоянном давлении объем газа V данной массы при повышении его температуры на $1\text{ }^{\circ}\text{C}$ увеличивается на $1/273,15$ часть объема V_0 , который газ занимал при $0\text{ }^{\circ}\text{C}$:

$$V = V_0 \cdot \left(1 + \frac{1}{273,15} t\right), \text{ или } V = V_0 \frac{273,15 + t}{273,15}$$

Подставив абсолютную температуру $T = t + 273,15\text{ К}$, получим другое выражение этого закона:

$$\frac{V}{T} = \frac{V_0}{273,15}$$

Т.к. $\frac{V_0}{273,15}$ есть величина постоянная, то $\frac{V}{T} = \text{const}$,

или $V = \text{const } T$.

Следовательно, при постоянном давлении объем газа данной массы изменяется прямо пропорционально его абсолютной температуре:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

Закон открыт Ж.Л. Гей-Люссаком в 1802 г.

Закон Шарля. При постоянном объеме давление газа данной массы прямо пропорционально его абсолютной температуре:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}, \text{ или } p = \text{const} \cdot T$$

Закон Авогадро. При постоянных температуре и давлении в равных объемах газов содержится одинаковое число молекул (или объем газа прямо пропорционален числу молекул):

$$V = \text{const} \cdot N$$

Следствия из закона Авогадро:

1 – один моль любого идеального газа при нормальных условиях занимает одинаковый объем $V_m = 22,414\text{ м}^3/\text{моль} = 22,414\text{ л/моль}$.

2 – молярная масса газа равна произведению плотности данного газа по другому газу на молярную массу последнего $M_1 = D \cdot M_2$.

Число частиц (атомов, молекул, ионов) в 1 моле вещества называется постоянной Авогадро. Обозначается N_A и равна $6,022 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$. Постоянная Авогадро дает возможность вычислить массу одной молекулы или атома, а также число молекул в определенной массе вещества:

$$M = m_0 \cdot N_A$$

Закон открыт в 1811 г А. Авогадро.

Закон Бойля-Мариотта, закон Гей-Люссака и закон Авогадро послужили основанием для вывода *уравнения состояния идеального газа*. Оно включает соотношение всех трех параметров – давления, объема и температуры – для данной массы газа.

$$\frac{p_0 V_0}{T_0} = \frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} = \dots = \text{const}$$

В вышеприведенных соотношениях объем и давление можно выражать в различных единицах. Так, объем может выражаться в кубических метрах (м^3), литрах (л), миллилитрах (мл). 1 физическая атмосфера (атм), или 760 мм рт.ст., соответствует 101325 или $1,01325 \cdot 10^5$ паскаль (Па), или 101,325 килопаскаль (кПа); 1 мм рт.ст. соответствует 133,322 Па.

Величина $\frac{p_0 V_0}{T_0}$, отнесенная к количеству газа, равному 1 моль, имеет одинаковое значение для всех газов. Она называется универсальной газовой постоянной и обозначается R . В соответствии с международной системой физических величин (СИ) $R = 8,31 \text{ м}^3 \cdot \text{Па} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$.

$$\text{То есть } \frac{p \cdot V}{T} = R$$

Для газа, количеством n моль $pV = nRT$

Так как $n = \frac{m}{M}$, то $pV = \frac{mRT}{M}$. Это уравнение вывел Д. И. Менделеев в 1876 г., и

теперь оно называется *уравнением Клапейрона - Менделеева*.

При решении задач принимается $p_0 = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Па} = 101,3 \text{ кПа}$,

$V_{m,0} = 22,4 \text{ л/моль} = 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3/\text{моль}$, $T_0 = 273 \text{ К}$.

Задача 1

Объем газа при 17°С и давлении 104 кПа равен 480 л. Найдите объем газа при: а) нормальных условиях; б) стандартных условиях.

Решение:

Способ 1.

Обозначим $t_1 = 17^\circ\text{С}$, $T_1 = 290 \text{ К}$, $p_1 = 104 \text{ кПа}$, $V_1 = 480 \text{ л}$.

а) нормальные условия $t_n = 0^\circ\text{С}$, $T_n = 273 \text{ К}$, $p_n = 101,3 \text{ кПа}$.

По уравнению состояния идеального газа: $\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$

$$V_n = \frac{p_1 V_1 T_n}{T_1 p_n}; V_n = 104 \cdot 480 \cdot 273 / (290 \cdot 101,3) = 463,9 \text{ (л)}.$$

б) стандартные условия $t = 25^\circ\text{С}$, $T = 298 \text{ К}$, $p = 101,3 \text{ кПа}$.

По уравнению состояния идеального газа:

$$V_{ст} = 104 \cdot 480 \cdot 298 / (290 \cdot 101,3) = 506,4 \text{ (л)}.$$

Способ 2.

Задачу можно решить, не используя уравнение состояния идеального газа.

Найдем объем газа при стандартных условиях. Допустим, что сначала идет повышение температуры от 290 К до 298 К, а затем понижение давления от 104 кПа до 101,3 кПа.

Первое изменение в соответствии с законом Гей – Люссака приводит к увеличению объема газа во столько раз, во сколько 298 К больше 290 К, т.е. 298/290 раз.

Второе изменение приводит к увеличению объема газа в соответствии с законом Бойля – Мариотта во столько раз, во сколько 104 кПа больше 101,3 кПа, т.е. 104/101,3 раза.

$$\text{Искомый объем газа } V_{\text{ст}} = 480 \cdot \frac{298}{290} \cdot \frac{104}{101,3} = 506,4 \text{ (л)}.$$

Ответ: $V_{\text{н}} = 463,9 \text{ л}$, $V_{\text{ст}} = 506,4 \text{ л}$.

Задача 2.

Вычислите в граммах массу одной молекулы диоксида серы SO_2 .

Решение:

Молекулярная масса диоксида серы 64 атомных единиц массы. Масса 1 моль диоксида серы 64 г, масса молекулы

$$m = 64 / 6,02 \cdot 10^{23} = 1,06 \cdot 10^{-22} \text{ г}.$$

Ответ: $1,06 \cdot 10^{-22} \text{ г}$.

Задача 3.

Сколько молекул содержится в 1 мл газа при температуре 0°C и разрежении $13,3 \cdot 10^{-12} \text{ Па}$?

Решение:

Объем газа при нормальных условиях составит:

$$1 \cdot 273 \cdot 13,3 \cdot 10^{-12} / (273 \cdot 101,3 \cdot 10^3) = 1,31 \cdot 10^{-16} \text{ (мл)}.$$

Число молекул в этом объеме газа равно:

$$1,31 \cdot 10^{-16} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} / 22400 = 3521.$$

Ответ: 3521.

Газы часто представляют смеси индивидуальных газообразных веществ. Например, воздух является смесью азота, кислорода, аргона, углекислого газа и других газов. Каждый газ в смеси имеет собственное давление, которое Дальтон предложил называть парциальным давлением.

Закон Дальтона. В смеси идеальных газов каждый имеет такое давление, какое он имел бы, если бы один занимал весь объем. Давление смеси газов, не вступающих друг с другом в химическое взаимодействие, равно сумме парциальных давлений ее составных частей:

$$p = p_1 + p_2 + \dots + p_n,$$

Где p – общее давление газовой смеси, $p_1, p_2 \dots p_n$ – парциальные давления составных частей.

Закон сформулирован Дж. Дальтоном в 1801 г.

Из него следует, что парциальное давление компонента газовой смеси равно произведению давления смеси на молярную долю этого компонента.

Состав газовой смеси может быть выражен различно:

1. Числом молей или миллимолей составной части газовой смеси, содержащимся в единице объема газовой смеси (в 1 м^3 , в 1 л или в 1 мл) есть отношение числа молей данного вещества (или определенного вида частиц) к общему числу молей вещества (или частиц), находящихся в смеси.

Сумма молярных долей всех веществ, образующих систему, равна единице.

2. В процентах по объему – есть отношение объема составной части газовой смеси к объему газовой смеси, выраженное в процентах;

3. В процентах по массе – есть отношение массы составной части к массе газовой смеси, выраженное в процентах;
4. Массой составной части, содержащейся в единице объема газовой смеси (в 1 м³, в 1 л или в 1 мл).

Задача 4.

В закрытом сосуде вместимостью 5,6 л находится при 0°С смесь, состоящая из 2,2 г СО₂, 4 г О₂, 1,2 г СН₄. Вычислите: 1) общее давление газов смеси; 2) выразите концентрацию кислорода в различных единицах; 3) парциальное давление кислорода.

Решение:

- 1) Объем СО₂, массой 2,2 г, равен:

$$V(\text{CO}_2) = \frac{2,2\text{г} \cdot 22,4\text{л/моль}}{44\text{г/моль}} = 1,12\text{ л.}$$

Объем О₂, массой 4 г, равен:

$$V(\text{O}_2) = \frac{4\text{г} \cdot 22,4\text{л/моль}}{32\text{г/моль}} = 2,8\text{ л.}$$

Объем СН₄, массой 1,2 г, равен:

$$V(\text{CH}_4) = \frac{1,2\text{г} \cdot 22,4\text{л/моль}}{16\text{г/моль}} = 1,68\text{ л.}$$

Общий объем газовой смеси: 1,12 + 2,8 + 1,68 = 5,6 л. Газовая смесь объемом 5,6 л при 0°С занимает сосуд вместимостью 5,6 л. Следовательно, общее давление газовой смеси составляет 101,3 кПа.

- 2) а – концентрация О₂ в молях на литр составляет:

$$C(\text{O}_2) = \frac{2,8\text{л}}{22,4\text{л/моль}} \cdot 5,6\text{ л} = 0,0223\text{ (моль/л)}\text{ или }2,3\text{ (ммоль/л)};$$

б – концентрация кислорода в процентах по объему составляет:

$$\frac{2,8\text{л}}{5,6\text{л}} \cdot 100\% = 50\%;$$

в – концентрация кислорода в процентах по массе:

общая масса газовой смеси составляет:

$$m = m(\text{CO}_2) + m(\text{O}_2) + m(\text{CH}_4)$$

$$m = 2,2 + 4 + 1,2 = 7,4\text{ (г)}; \omega\%(\text{O}_2) = \frac{4\text{г}}{7,4\text{г}} \cdot 100\% = 54,05\%.$$

- 3) Парциальные давления пропорциональны объемным процентам. Объемный процент кислорода в смеси 50%. Парциальное давление кислорода составит: $p = 101,3 \cdot 0,5 = 50,65\text{ (кПа)}$.

Количественные отношения в газах: расчеты масс, объемов и количеств веществ газов обычно проводят с помощью алгебраических уравнений, как правило, на основании закона Авогадро. Часто требуется произвести вычисления с газами, при смешении которых *не происходит химическое взаимодействие и образуется смесь исходных газов*. В таких случаях при составлении уравнений учитывают, что масса газовой смеси равна сумме масс газов смеси. Масса каждого газа, а также масса смеси равна произведению количества вещества газа на его молярную массу: $m = n \cdot M$. В некоторых задачах принимают во внимание, что количество веществ газовой смеси равно сумме количеств веществ газов, которые были смешаны.

Задача 5.

Массовая доля водорода в смеси двух предельных углеводородов, отличающихся на

один атом углерода, равна 0,1683. Определите углеводороды, входящие в состав смеси.

Решение:

Обозначим через x мольную долю C_nH_{2n+2} в смеси, тогда мольная доля C_nH_{2n+4} равна $(1-x)$. $M(C_nH_{2n+2}) = 14 \cdot n + 2$, $M(C_{n+1}H_{2n+4}) = 14 \cdot n + 16$.

Запишем выражение для средней молярной массы смеси:

$$M_{\text{ср.}} = (14 \cdot n + 2) \cdot x + (14 \cdot n + 16) \cdot (1 - x).$$

Зная, что массовая доля водорода в смеси равна 0,1683, составим

алгебраическое уравнение:

$$\frac{(2n+2) \cdot x + (2n+4) \cdot (1-x)}{(14n+2) \cdot x + (14n+16) \cdot (1-x)} = 0,1683$$

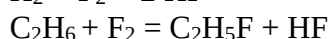
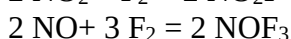
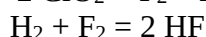
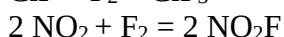
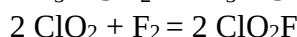
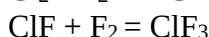
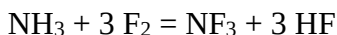
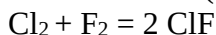
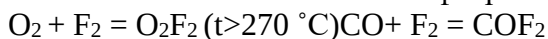
При $x_{\min} = 0$; $n = 3,67$;

При $x_{\max} = 1$; $n = 4,67$, то есть $3,67 < n < 4,67$.

Так как число атомов углерода в молекуле может быть лишь целым, то $n = 4$. Значит, C_nH_{2n+2} это C_4H_{10} , а $C_{n+1}H_{2n+4}$ это C_5H_{12} .

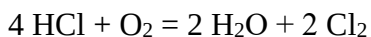
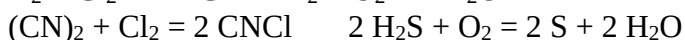
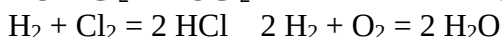
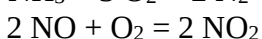
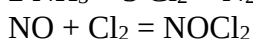
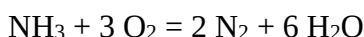
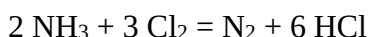
Ответ: C_4H_{10} , C_5H_{12} .

Во многих задачах рассматриваются газы, которые *при смешивании реагируют между собой*, образуя газообразные продукты реакции. При решении таких задач необходимо учитывать природу реагирующих веществ и условия проведения реакций. Так, сильнейшим окислителем является фтор:



Многие простые и сложные вещества самовозгораются во фторе не только при стандартных условиях, но даже при температуре жидкого воздуха ($-190^\circ C$). Фтор реагирует со всеми элементами, кроме гелия, неона и аргона.

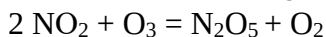
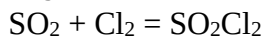
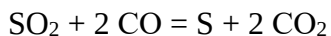
Окислительные свойства хлора и кислорода меньше, чем фтора, но достаточно велики для того, чтобы эти газы проявляли сильные окислительные свойства по отношению к аммиаку, сероводороду, оксиду углерода (II), серы (IV), водороду, углеводородам и другим газам:



Хлор – один из наиболее активных химических элементов. Лишь реакция хлора с кислородом, азотом и ксеноном требует активации – УФ-облучения или электролиза. Кислород с некоторыми веществами (CO , SO_2 , N_2) взаимодействует в присутствии катализатора или при высоких температурах.

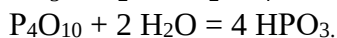
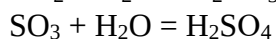
Непосредственно с кислородом не реагируют галогены и благородные газы.

Соединения, в состав которых входят элементы в промежуточной степени окисления, проявляют окислительно-восстановительную двойственность. Например, оксид серы (IV), оксида азота (IV):

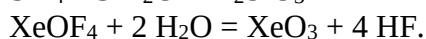
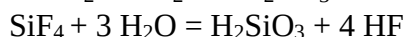
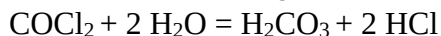
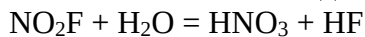




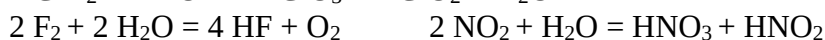
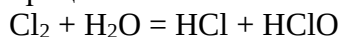
Электроположительным элементом в молекуле газа, как правило является неметалл, что определяет кислотный характер соединения. Кислотные соединения реагируют с водой и основными соединениями:



Большинство соединений претерпевает необратимое гидролитическое разложение:



Взаимодействие может сопровождаться также окислительно – восстановительными процессами:



Некоторые газы при взаимодействии с водой образуют газовые гидраты: $\text{SO}_2 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$, $\text{H}_2\text{S} \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$, $\text{Cl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$, $\text{Ar} \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$, $\text{Kr} \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$, $\text{Xe} \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$. В клатратах молекулы газа («гости») размещены в полостях кристаллической решетки из молекул воды («хозяев») и удерживаются в них ван – дер – ваальсовыми силами. По внешнему виду напоминают снег или рыхлый лед, но в отличие от них могут существовать при положительных температурах.

Высшие галогениды наиболее типичных неметаллов (C,N,S) малорастворимы в воде и практически не гидролизуются (CCl_4 , SF_6 и т.п.).

Известно несколько оксидов, которым как будто бы не соответствуют ни кислоты, ни основания. Их называют безразличными: CO, NO. Однако CO легко реагирует с горячими растворами щелочей, образуя соли муравьиной кислоты, т.е. формально является ее ангидридом.

Решая задачи, в которых газы реагируют между собой, следует учитывать следующее: *объемы участвующих в реакции газов относятся друг к другу как коэффициенты перед формулами этих соединений в уравнении реакции.* Причем объемы газов должны быть взяты при одинаковой температуре и давлении. В некоторых задачах отношение объемов реагирующих газов удобно заменять отношением количеств веществ газов.

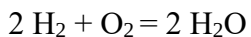
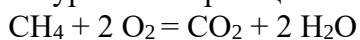
Уравнение $2 \text{H}_2\text{S} + 3 \text{O}_2 = 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{SO}_2$ можно читать так: на сжигание двух объемов H_2S требуется три объема O_2 ; при этом образуется два объема H_2O и два объема SO_2 . Или на сжигание $1 \text{ м}^3 \text{H}_2\text{S}$ требуется $1,5 \text{ м}^3 \text{O}_2$ и при этом образуется $1 \text{ м}^3 \text{H}_2\text{O}$ и $1 \text{ м}^3 \text{SO}_2$.

Задача 6.

Смесь, состоящая из 16 мл CH_4 , 8 мл H_2 , 44 мл O_2 и 32 мл N_2 , взорвана. Определите общий объем газовой смеси и ее процентный состав после взрыва, считая, что газы приведены к первоначальной температуре, а пары воды конденсировались в жидкость, объемом которой практически можно пренебречь.

Решение:

Из уравнений реакций



видно, что объем образовавшегося CO_2 равен объему прореагировавшего CH_4 , т.е. 16 мл; при этом израсходовано 32 мл O_2 . А объем O_2 , прореагировавшего с H_2 составил 4 мл. Объем не вступившего в реакцию O_2 равен $(44 - 32 - 4)$ 8 мл. Общий объем газовой смеси после реакции составляет $16 + 8 + 32 = 56$ мл.

$$\text{Тогда } \phi\% (\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V(\text{смеси})} \cdot 100\% = \frac{8}{56} \cdot 100\% = 14,29\%;$$

$$\phi\% (\text{CO}_2) = \frac{16}{56} \cdot 100\% = 28,57\%; \phi\% (\text{N}_2) = \frac{32}{56} \cdot 100\% = 57,14\%;$$

Ответ: $V(\text{смеси}) = 56$ мл; $\phi\% (\text{CO}_2) = 28,57\%$; $\phi\% (\text{O}_2) = 14,29\%$; $\phi\% (\text{N}_2) = 57,14\%$.

Сравнивая число молей исходных и полученных газообразных веществ, можно судить о том, сопровождается ли данный процесс изменением объема. Эта разница позволяет иногда делать выводы о количественном содержании одной из составных частей газовой смеси. Например, при образовании водяного пара вместе с 30 мл водорода расходуется 15 мл кислорода. Пары воды конденсируются и уменьшение объема составляет 45 мл. Очевидно, если известно, что в результате реакции между водородом и кислородом уменьшение объема составило 45 мл, то $2/3$ этого объема приходится на долю водорода, а $1/3$ – на долю кислорода.

Практическая работа №3 (2 часа)

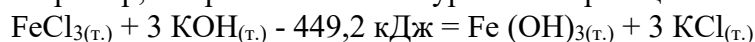
Тема: Основные типы расчетных задач. Расчеты по термохимическим уравнениям

При термохимических вычислениях используют законы термохимии, важнейшим из которых является закон Гесса. Решая задачи такого типа, алгебраические уравнения составляют на основе термохимических уравнений реакций.

Тепловой эффект реакции равен по абсолютному значению изменению энтальпии для реакций при постоянном давлении. Составляя термохимическое уравнение, тепловой эффект реакции целесообразнее записывать в левой части равенства. При такой записи знак теплового эффекта реакции (Q) совпадает со знаком изменения энтальпии реакции (ΔH). Тогда тепловой эффект реакции при экзотермическом процессе будет представлен отрицательным числом (поскольку соединения, вступившие в реакцию, обедняются энергией), а при эндотермическом – положительным (поскольку соединения, вступившие в реакцию, получают энергию).

Тепловой эффект (изменение энтальпии) реакции измеряют в килоджоулях (кДж). Количество теплоты, выделившейся или поглощенной при образовании одного моля химического соединения из простых веществ, устойчивых при данных условиях, называют теплотой образования соединения. Согласно определению, теплота образования простых веществ равна нулю. Для удобства проведения термохимических расчетов используют значения тепловых эффектов, отнесенные к стандартным условиям: температура 298 К (25 °С) и давление 10^5 Па). Энтальпию образования при стандартных условиях обозначают символом $\Delta H^0_{\text{обр.}}$.

Термохимические уравнения отражают не только закон сохранения массы веществ, но и закон сохранения энергии. Так, если в термохимическом уравнении формулы соединений заменить числами, выражающими энтальпии образования этих соединений, то получится тождество. Например, в термохимическом уравнении реакции:



энтальпии образования соединений (в килоджоулях на моль) равны:

$$\Delta H^0_{\text{обр.}} \text{FeCl}_{3(\text{т.})} = -405,0; \Delta H^0_{\text{обр.}} \text{KOH}_{(\text{т.})} = 426,0; \Delta H^0_{\text{обр.}} \text{Fe}(\text{OH})_{3(\text{т.})} = -824,2; \Delta H^0_{\text{обр.}} \text{KCl}_{(\text{т.})} = 436,0.$$

Подставляя в термохимическое уравнение вместо формул соединений соответствующие числа, получим:

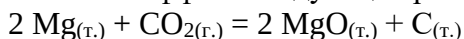
$$(-405,0) + 3 \cdot (-426,0) - 449,2 = (-824,2) + 3 \cdot (-436,0),$$

или $-2132,2 = -2132,2$

При вычислениях следует обращать внимание на стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции и проводить суммирование с учетом количества вещества участвующих в реакции веществ.

В приведенных ниже примерах в алгебраических уравнениях, полученных при подстановлении числовых значений теплот образования, единицы измерения величин для краткости не указаны. Энтальпии образования везде выражены в килоджоулях на моль. При решении задач следует пользоваться значениями энтальпий образования соединений.

Задача 1. Вычислить тепловой эффект следующей реакции:



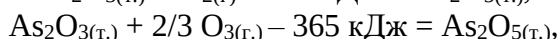
Решение. Искомая величина — тепловой эффект реакции ΔH^0 (килоджоулях на моль). Подставим в термохимическое уравнение вместо формул соединений значения их энтальпий образования:

$$2 \cdot 0 - 394 + \Delta H^0 = 2(-602) + 0, \text{ откуда } \Delta H^0 = -810 \text{ кДж.}$$

Ответ. Тепловой эффект реакции $\Delta H^0 = -810 \text{ кДж.}$

Задача 2.

Вычислить энтальпию образования озона из молекулярного кислорода, используя термохимические уравнения окисления оксида мышьяка (III) кислородом и озоном:



Решение. Искомая величина — энтальпия образования озона $\Delta H^0_{\text{обр.}}(\text{O}_3)$ (в кДж на моль). Подставляя в термохимические уравнения вместо формул соединений значения их энтальпий образования, получим систему уравнений с двумя неизвестными величинами:

$$\Delta H^0_{\text{обр.}}(\text{As}_2\text{O}_{3(т.)}) + \text{O}_{2(г.)} - 271 \text{ кДж} = \Delta H^0_{\text{обр.}}(\text{As}_2\text{O}_{5(т.)}),$$

$$\Delta H^0_{\text{обр.}}(\text{As}_2\text{O}_{3(т.)}) + 2/3 \Delta H^0_{\text{обр.}}\text{O}_{3(г.)} - 365 \text{ кДж} = \Delta H^0_{\text{обр.}}(\text{As}_2\text{O}_{5(т.)}).$$

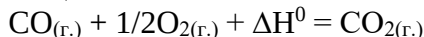
Для решения ее из левой и правой частей второго уравнения вычтем соответствующие части первого уравнения и получим:

$$2/3 \Delta H^0_{\text{обр.}}\text{O}_{3(г.)} - 94 = 0, \text{ откуда } \Delta H^0_{\text{обр.}}\text{O}_{3(г.)} = 141 \text{ кДж/моль.}$$

Ответ. Энтальпия образования озона равна 141 кДж/моль.

Задача 3. Вычислить теплотворную способность 1 м³ оксида углерода (II) (объем измерен при н. у.).

Решение. Обозначим через Q количество теплоты (в кДж), которая выделится при сгорании оксида углерода (II) объемом 1 м³, измеренным при нормальных условиях. Составим термохимическое уравнение реакции:



подставим в это уравнение вместо формул соединений значения их энтальпий образования, получим:

$$-111 + 0 + \Delta H^0 = -394, \text{ откуда } \Delta H^0 = 283 \text{ кДж/моль.}$$

Вычислим Q — количество теплоты, которая выделится при сгорании 1 м³ газа, содержащего 1000/22,4 моль оксида углерода (II):

$$Q = 1000/22,4 \cdot 283 = 12635 \text{ (кДж).}$$

Ответ: Теплопроводная способность оксида углерода (II) равна примерно $126 \cdot 10^2 \text{ кДж/м}^3$.

Задача 4.

Вычислить тепловой эффект реакции образования газообразного бензола, если известно, что при полном сгорании одного моля его выделяется 3305 кДж теплоты.

Решение. Искомая величина - тепловой эффект реакции образования бензола $\Delta H^0_{\text{обр.}}(\text{C}_6\text{H}_6_{(г.)})$.

Реакции горения бензола отвечает термохимическое уравнение



Подставим в термохимическое уравнение вместо формул соединений значения их энтальпий образования:

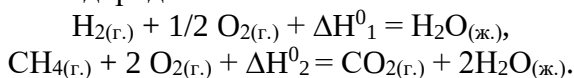
$$\Delta H^0_{\text{обр.}}(\text{C}_6\text{H}_6_{(г.)}) - 3305 = 6(-394) + 3(-286), \text{ откуда } \Delta H^0_{\text{обр.}}(\text{C}_6\text{H}_6_{(г.)}) = 83 \text{ кДж/моль.}$$

Ответ. Тепловой эффект реакции образования бензола равен 83 кДж/моль.

Задача 5.

Вычислить теплотворную способность газа (в кДж на м³), состоящего из водорода (молярная доля 0,6) и метана (молярная доля 0,4).

Решение. Искомая величина - количество теплоты Q (в кДж), которая выделится при сгорании 1 м³ газа, измеренного при нормальных условиях. Составим термохимические уравнения реакций горения водорода и метана:



Подставим в термохимические уравнения вместо формул соединений числовые значения их энтальпий образования:

$$\Delta H^0_1 = -286 \text{ кДж/моль},$$

$$-75 + \Delta H^0_2 = -394 + 2(-286), \text{ откуда } \Delta H^0_2 = -891 \text{ кДж/моль}.$$

Таким образом, мы нашли молярные теплоты сгорания водорода (ΔH^0_1) и метана (ΔH^0_2).

Выразим объем газа в литрах: 1 м³=1000 л, а молярный объем газа в литрах на моль: $V_m = 22,4 \text{ л/моль}$. Тогда при сгорании $1000/22,4 \cdot 0,6$ моль водорода выделится $1000/22,4 \cdot 0,6 \cdot 286$ кДж энергии, а при сгорании $1000/22,4 \cdot 0,4$ моль метана - $1000/22,4 \cdot 0,4 \cdot 891$ кДж энергии. Следовательно, $Q = 1000/22,4 \cdot 0,6 \cdot 286 + 1000/22,4 \cdot 0,4 \cdot 891 = 23570$ (кДж).

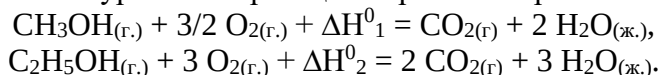
Ответ. Теплотворная способность газа равна примерно $236 \cdot 10^2$ кДж/м³.

Задача 6.

Вычислить массу этанола, при сгорании которого выделится столько же энергии, как и при сгорании 100 г метанола. (При вычислениях использовать энтальпии образования спиртов в газообразном состоянии.)

Решение. Искомая величина — масса этанола m (в граммах).

Составим термохимические уравнения реакций горения спиртов:



Подставим в термохимические уравнения вместо формул числовые значения энтальпий образования соединений:

$$-201 + \Delta H^0_1 = -394 + 2(-286), \text{ откуда } \Delta H^0_1 = -765 \text{ кДж/моль},$$

$$-235 + \Delta H^0_2 = 2(-394) + 3(-286), \text{ откуда } \Delta H^0_2 = -1411 \text{ кДж/моль}.$$

Таким образом, мы нашли молярные теплоты сгорания метилового (ΔH^0_1) и этилового спиртов (ΔH^0_2).

Составим уравнение, учитывая, что количество энергии, выделившейся при сгорании 100 г метанола, равно количеству энергии, выделившейся при сгорании этанола массой m (C_2H_5). Для этого количество выделившейся энергии представим как произведение количества вещества спирта на молярную теплоту сгорания:

$$100/M(\text{CH}_3\text{OH}) \cdot \Delta H^0_1 = m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})/M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) \cdot \Delta H^0_2,$$

$$\text{или } 100/32(-765) = m/46(-1411), \text{ откуда } m = 78 \text{ г}.$$

Ответ. Масса этанола равна 78 г.

Практическая работа №4 (4 часа)

Тема: Основные типы расчетных задач. Определение состава смесей веществ и сплавов

Обычно в задачах данного типа рассматриваются объекты (соединения, смеси, сплавы), массой m (об.), состоящие из компонентов (атомов, молекул, ионов и др.). Допустим, что объект состоит из трех частей, обладающих массами m (ч_1), m (ч_2) и m (ч_3). Каждая часть включает некоторый компонент X соответственно массой m_1 (X), m_2 (X), m_3 (X). Массовые доли компонента в целом объекте и его частях соответственно составляют ω (X), ω_1 (X), ω_2 (X), ω_3 (X).

Массовая доля ω (X_i) i – го компонента, входящего в состав объекта равна отношению массы этого компонента m (X_i) к массе объекта m (об) и выражается в долях единицы или в

процентах:

$$\omega(X_i) = \frac{m(X_i)}{m(\text{об.})}, \text{ или } \omega(X_i)\% = \frac{m(X_i)}{m(\text{об.})} \cdot 100\%.$$

Массу компонента в объекте вычисляют, умножив массу объекта на массовую долю компонента в нем: $m(X_i) = m(\text{об.}) \cdot \omega(X_i)$.

Масса целого объекта равна сумме масс частей, из которых он состоит:

$m(\text{об.}) = m(\text{ч}_1) + m(\text{ч}_2) + m(\text{ч}_3)$, а масса некоторого компонента X в целом объекте равна сумме его масс во всех частях, вместе взятых:

$$m(\text{об.}) \cdot \omega(X) = m(\text{ч}_1) \cdot \omega_1(X) + m(\text{ч}_2) \cdot \omega_2(X) + m(\text{ч}_3) \cdot \omega_3(X).$$

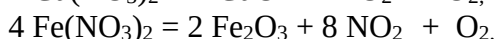
Нахождение состава соединения с использованием массовой доли элемента было рассмотрено в главе «Вывод истинной формулы вещества».

Определение состава смесей часто основано на знании продуктов разложения соединений, входящих в их состав. Приведем примеры наиболее типичных реакций разложения веществ, составляющих смеси.

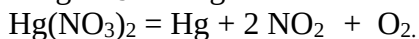
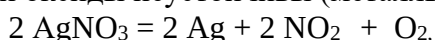
Так, при нагревании при атмосферном давлении все нитраты разлагаются. Характер разложения зависит от положения катиона металла в ряду напряжений. Соли большинства щелочных и щелочноземельных металлов (металл располагается до магния) разлагаются до нитритов, выделяя кислород:



Соли металлов, находящихся в ряду от магния до меди разлагаются с образованием оксидов:

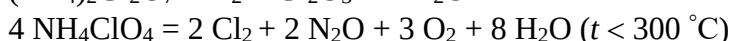
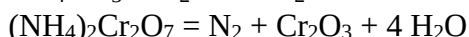
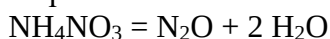


а если оксиды неустойчивы (металлы, стоящие правее меди), то до металлов:

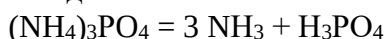


Выделением кислорода сопровождается разложение солей, имеющих в своем составе хлорат-, хлорит-, перманганат-ион.

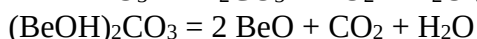
Соли аммония отличаются невысокой термической устойчивостью. Природа продукта термического разложения в основном определяется свойствами аниона. Если анион является остатком кислоты – окислителя, то имеет место окисление аммиачного азота, например:



Аммонийные соли, происходящие от кислот, не являющихся окислителями, разлагаются с выделением аммиака:



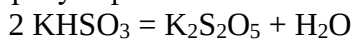
Карбонаты (кроме Na_2CO_3 , K_2CO_3), гидрокарбонаты и основные карбонаты при нагревании относительно легко разлагаются, например:



Термически стойки сульфаты щелочных и щелочноземельных металлов. Сульфаты менее активных металлов при нагревании разлагаются:

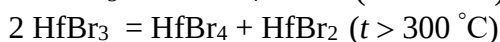
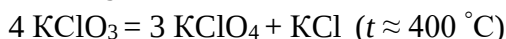
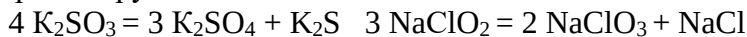


Гидросульфиты и гидросульфаты при нагревании превращаются в пиросульфиты или же пиросульфаты:

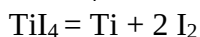
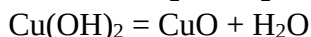
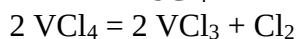




Сульфиты переходных металлов подобно хлоратам, галогенидам и другим соединениям, содержащим элемент в промежуточной степени окисления, при прокаливании диспропорционируют:

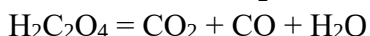
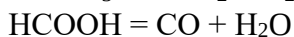
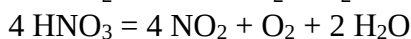
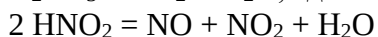
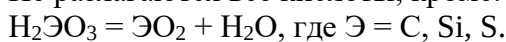


Гидроксиды (кроме щелочей от щелочных металлов) разлагаются, отщепляя воду, а галогениды некоторых переходных металлов и PbCl_4 – галоген:



Термически устойчивы соли фосфорной, кремниевой, сероводородной, уксусной кислот.

Не разлагаются все кислоты, кроме:



Задача 1.

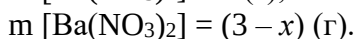
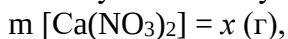
После полного термического разложения 3 г смеси нитратов кальция и бария получили 0,7 л оксида азота (IV). Вычислите массовые доли нитратов металлов в смеси.

Решение:

Способ 1.



Искомую величину – массу нитрата кальция в смеси – обозначим через x :



Массовая доля элемента (N) в соединении $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ равна отношению массы данного элемента к массе соединения. Зная, что $m = n \cdot M$, получим:

$$\omega(\text{N}) = n(\text{N}) \cdot \frac{M(\text{N})}{n[\text{Ca}(\text{NO}_3)_2]} \cdot M[(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2)].$$

Массу азота в нитрате кальция вычисляем, умножив массу $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ на массовую долю азота в нем: $m[\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] \cdot n(\text{N}) \cdot \frac{M(\text{N})}{M[\text{Ca}(\text{NO}_3)_2]}$. Аналогично выражаем массу азота в нитрате бария и оксиде азота (IV).

Составим уравнение, учитывая, что масса азота в исходной смеси нитратов кальция и бария равна массе азота в выделившемся оксиде азота (IV):

$$m[\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] \cdot n(\text{N}) \cdot \frac{M(\text{N})}{M[\text{Ca}(\text{NO}_3)_2]} + m[\text{Ba}(\text{NO}_3)_2] \cdot n(\text{N}) \cdot \frac{M(\text{N})}{M[\text{Ba}(\text{NO}_3)_2]} = m(\text{NO}_2) \cdot \frac{M(\text{N})}{M(\text{NO}_2)}$$

;

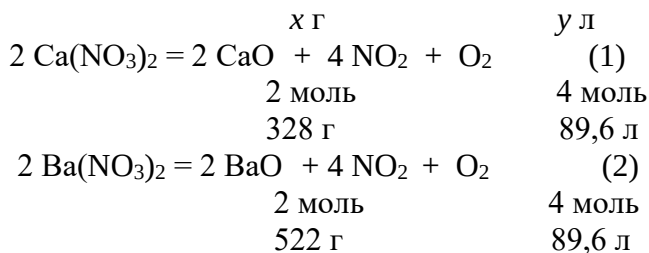
$$m(\text{NO}_2) = \frac{V(\text{NO}_2)}{V_m \cdot M(\text{NO}_2)} = \frac{0,7}{22,4} \cdot 46 = 1,437 \text{ (г)}.$$

Подставляя числовые выражения, получим:

$$x \cdot 2 \cdot \frac{14}{164} + (3 - x) \cdot 2 \cdot \frac{14}{261} + 1,437 \cdot \frac{14}{46}, \text{ откуда } x = 1,82.$$

Ответ: $m [\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] = 1,82 \text{ (г)}$; $m [\text{Ba}(\text{NO}_3)_2] = 1,2 \text{ (г)}$;
 $\omega\% [\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] = 60,66\%$; $\omega\% [\text{Ba}(\text{NO}_3)_2] = 39,34\%$.

Способ 2.



Обозначим массу нитрата кальция в смеси - $x \text{ (г)}$, а объем кислорода, выделившегося при его разложении $y \text{ (л)}$, тогда масса нитрата бария $(3 - x) \text{ г}$, а объем кислорода образовавшегося по (2) составляет $(0,7 - y) \text{ л}$.

Объем оксида азота (IV), образовавшегося при разложении нитрата кальция равен:

$$y = 89,6 \cdot \frac{x}{328} \quad (1)$$

из уравнения (2) $89,6 \cdot (3 - x) = 522 \cdot (0,7 - y)$.

Составим систему уравнений:

$$y = 89,6 \cdot \frac{x}{328}$$

$$89,6 \cdot (3 - x) = 522 \cdot (0,7 - y)$$

$$x = 1,82;$$

$$m [\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] = 1,82 \text{ (г)}; m [\text{Ba}(\text{NO}_3)_2] = 1,18 \text{ (г)}.$$

$$\omega\% [\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] = 60,66\%; \omega\% [\text{Ba}(\text{NO}_3)_2] = 39,34\%.$$

Способ 3.

$$n (\text{NO}_2) = \frac{0,7}{22,4} = 0,031 \text{ моль}.$$

Пусть $n (\text{NO}_2)$, выделившегося при разложении нитрата кальция равно $x \text{ моль}$, тогда $n (\text{NO}_2)$, выделившегося при разложении нитрата бария равно $(0,031 - x) \text{ моль}$.

$$m [\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] = n [\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] \cdot M [\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] = \frac{1}{2} n (\text{NO}_2) \cdot M [\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] = \frac{1}{2} x \cdot 164 = 82 \cdot x \text{ (г)}$$

$$m [\text{Ba}(\text{NO}_3)_2] = \frac{1}{2} n (\text{NO}_2) \cdot M [\text{Ba}(\text{NO}_3)_2] = \frac{(0,031 - x)}{2} \cdot 261 \text{ (г)}.$$

Зная, что масса смеси нитратов металлов составляет 3 г, решим уравнение:

$$82 \cdot x + \frac{(0,031 - x)}{2} \cdot 261 = 3; \quad x = 0,022;$$

$$m [\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] = 1,82 \text{ (г)};$$

$$m [\text{Ba}(\text{NO}_3)_2] = 1,18 \text{ (г)};$$

$$\omega\% [\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] = \frac{1,8}{3} = 0,6066 = 60,66\%;$$

$$\omega\% [\text{Ba}(\text{NO}_3)_2] = \frac{1,18}{3} = 0,3934 = 39,34\%.$$

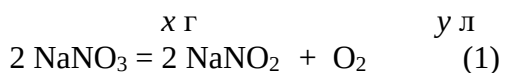
Задача 2.

При нагревании 54,2 г смеси нитратов натрия и калия выделилось 6,72 л газа. Рассчитайте массу каждого нитрата в исходной смеси.

Решение:

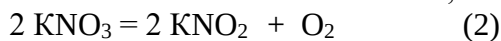
Способ 1.

Нитраты щелочных металлов разлагаются при нагревании с образованием соответствующих нитритов и кислорода. Запишем уравнения реакций:



2 моль 1 моль

170 г 22,4 л



2 моль 1 моль

202 г 22,4 л

Обозначим массу нитрата натрия в смеси - x (г), а объем кислорода, выделившегося при его разложении y (л), тогда масса нитрата калия $(54,2 - x)$ г, а объем кислорода, образовавшегося по (2) составляет $(6,72 - y)$ л.

Из уравнения (1) выразим y :

$$y = \frac{22,4}{170} \cdot x$$

Из уравнения (2): $22,4 \cdot (54,2 - x) = 202 \cdot (6,72 - y)$.

Решим систему уравнений:

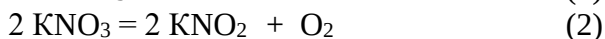
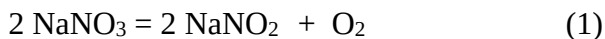
$$y = \frac{22,4}{170} \cdot x$$

$$22,4 \cdot (54,2 - x) = 202 \cdot (6,72 - y)$$

и найдем, что $x = 34$; $m(\text{NaNO}_3) = 34$,

следовательно $m(\text{KNO}_3) = 54,2 - 34 = 20,2$ (г).

Ответ: $m(\text{NaNO}_3) = 34$ г, $m(\text{KNO}_3) = 20,2$ г.

Способ 2.

Задачу целесообразно решать через количество вещества кислорода, выделившегося в результате реакций:

$$n(\text{O}_2) = \frac{6,72 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,3 \text{ моль.}$$

Пусть $n(\text{O}_2)$, образовавшегося в (1) равно x моль, тогда $n(\text{O}_2)$, образовавшегося во (2) равно $(0,3 - x)$ моль.

Масса нитрата натрия в смеси составляет:

$$m(\text{NaNO}_3) = n \cdot M(\text{NaNO}_3).$$

$$M(\text{NaNO}_3) = x \cdot 85 \text{ (г)};$$

$$\text{соответственно } m(\text{KNO}_3) = 2 \cdot (0,3 - x) \cdot 101 \text{ (г)}.$$

Зная, что масса смеси 54,2 г, составим уравнение:

$$85 \cdot 2 \cdot x + 2 \cdot (0,3 - x) \cdot 101 = 54,2$$

$$x = 0,2;$$

$$m(\text{NaNO}_3) = 2 \cdot 0,2 \cdot 85 = 34 \text{ (г)};$$

$$m(\text{KNO}_3) = 2 \cdot (0,3 - 0,2) \cdot 101 = 20,2 \text{ (г) или}$$

$$m(\text{KNO}_3) = 54,2 - 34 = 20,2 \text{ (г)}.$$

Ответ: $m(\text{NaNO}_3) = 34$ (г); $m(\text{KNO}_3) = 20,2$ (г).

Способ 3.

Задачу можно решать еще проще, если не вводить переменную y . В этом случае, используя данный способ, задача сводится к составлению и решению линейного уравнения.

Пусть масса нитрата натрия в смеси равна x (г), масса нитрата калия $(54,2 - x)$ г. При этом в реакции (1) выделился кислород объемом V_1 (л),

а в реакции (2) - V_2 (л).

$$\frac{x}{170} = \frac{V_1}{22,4}; V_1 = \frac{22,4x}{170} = 0,132 \cdot x$$

$$\frac{54,2 - x}{202} = \frac{V_2}{22,4}; V_2 = \frac{22,4(54,2 - x)}{202} = 6,01 - 0,111 \cdot x$$

Зная, что общий объем газа составляет 6,72 л, составим уравнение:

$$0,132 \cdot x + 6,01 - 0,111 \cdot x = 6,72$$

$$x = 34 \text{ (г)}$$

$$m(\text{NaNO}_3) = 34 \text{ (г)}; m(\text{KNO}_3) = 20,2 \text{ (г)}.$$

Задача 3.

13,45 г смеси серной и соляной кислот нейтрализовали 250 мл 1,2М раствора NaOH. Сколько было в смеси соляной и серной кислот?

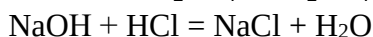
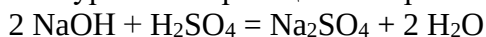
Решение:

Способ 1.

Определяем массу гидроксида натрия в растворе:

$$C_m = \frac{m}{M \cdot V}; \quad m = C_m \cdot M \cdot V; \quad m(\text{NaOH}) = 1,2 \cdot 40 \cdot 0,25 = 12 \text{ (г)}.$$

Составим уравнение реакции нейтрализации:



Обозначим массу H_2SO_4 - x (г), а массу HCl - y (г). Выразим массу NaOH через массы прореагировавших с ним кислот и составим уравнение с двумя неизвестными:

$$x + y = 13,45$$

$$80 \cdot x/98 = 40 \cdot y/36,5 = 12$$

$$x = 9,81; \quad m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 9,81 \text{ г};$$

$$y = 3,64; \quad m(\text{HCl}) = 3,64 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 9,81 \text{ г}$, $m(\text{HCl}) = 3,64 \text{ г}$.

Способ 2.

$n(\text{NaOH}) = C_m \cdot V$; $n(\text{NaOH}) = 0,3$ моль. Пусть количество вещества NaOH, прореагировавшего с H_2SO_4 равно x моль, а количество вещества NaOH, прореагировавшего с HCl $(0,3 - x)$ моль. По уравнению реакции $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} n(\text{NaOH}) = \frac{1}{2} \cdot x$ моль; масса серной кислоты: $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = (\frac{1}{2} \cdot x \cdot 98) \text{ г} = (49 \cdot x) \text{ г}$;

$$n(\text{HCl}) = n(\text{NaOH}) = (0,3 - x) \text{ моль}; m(\text{HCl}) = (0,3 - x) \cdot 36,5 = 13,45 \text{ (г)}.$$

Зная, что масса смеси кислот составляет 13,45 г, решим уравнение:

$$49 \cdot x + (0,3 - x) \cdot 36,5 = 13,45$$

$$x = 0,2; m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 9,81 \text{ г}, m(\text{HCl}) = 3,64 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 9,81 \text{ г}$, $m(\text{HCl}) = 3,64 \text{ г}$.

Разделение смесей органических соединений на основе различий в химических и физических свойствах веществ

Для разделения смесей органических соединений можно воспользоваться различиями в физических свойствах веществ (температурах кипения или плавления, растворимости и т. д.). В этом случае используются различные виды перегонки, возгонка, перекристаллизация, экстракция, хроматография.

Если же вещества обладают сходными физическими свойствами, разделение их с помощью вышеперечисленных методов оказывается невозможным. В этом случае обраба-

ются к химическим методам. Вещества превращают в их производные, которые затем отделяют, используя физические методы. Важно, чтобы производные легко превращались в исходные соединения.

Задача 4.

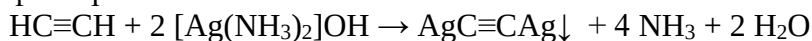
Предложите метод разделения смеси газов, состоящей из этана, этилена и ацетилена.

Решение:

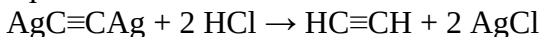
Данные вещества близки по молекулярным массам, поэтому разделить их физическими методами будет довольно трудно.

С другой стороны, они резко различаются по химическим свойствам.

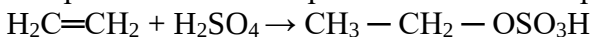
Так, ацетилен, как и любой алкин с концевой тройной связью, взаимодействует с солями тяжелых металлов с образованием нерастворимых ацетиленидов. Например, если пропустить смесь газов через раствор гидроксида диаминсеребра (+1), происходит поглощение ацетилена и выпадает серый осадок диацетиленида серебра, который можно отделить фильтрованием:



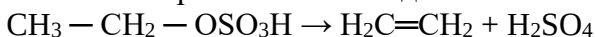
При действии на осадок соляной кислотой выделяется исходный ацетилен:



Оставшаяся смесь содержит инертный этан и очень реакционноспособный этилен. Для ее разделения можно воспользоваться свойством алкенов растворяться в концентрированной серной кислоте с образованием алкилсерной кислоты:



Этан свободно проходит через раствор серной кислоты, а алкилсерная кислота при нагревании легко разлагается с выделением этена:



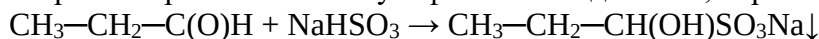
Задача 5.

Предложите способ разделения смеси, состоящей из этилового спирта, бутилового спирта, уксусной кислоты и пропионового альдегида.

Решение:

Анализ свойств веществ, указанных в задании, показывает, что бутиловый спирт практически нерастворим в воде, в отличие от остальных соединений. Кроме того, для выделения карбонильных соединений из раствора используется их реакция с гидросульфитом натрия.

Итак, при обработке смеси насыщенным водным раствором гидросульфита натрия бутиловый спирт окажется в виде отдельного слоя над водной фазой. Этиловый спирт и уксусная кислота растворятся, а пропионовый альдегид вступит в реакцию с гидросульфитом натрия с образованием бисульфитного соединения, нерастворимого в воде:



Осадок отфильтровывают, промывают на фильтре холодной водой и разлагают раствором гидроксида натрия:



Пропионовый альдегид выделяют из водного раствора перегонкой.

Практическая работа №5 (2 часа)

Тема: Растворы. Задачи на определение формулы кристаллогидрата

Кристаллизация из растворов солей, образующих кристаллогидраты.

Рассмотрим в качестве примера следующую задачу:

Задача 1. определите количество кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, который выкристаллизовался при охлаждении 513,2 г насыщенного при 80 °С раствора сульфата натрия до 10° С. Растворимость безводного сульфата натрия при 80 °С равна 28,3 г, а при 10 °С – 9,0г в 100 г воды.

Решение. Определим массовые доли сульфата натрия в насыщенных водных растворах при 10 °С и 80 °С:

$$\omega(10\text{ °С}) = 9,0\text{ г} / 109,0\text{ г} = 8,26\%,$$

$$\omega(80\text{ °С}) = 28,3\text{ г} / 128,3\text{ г} = 22,06\%.$$

В 513,2 г насыщенного раствора сульфата натрия при 80 °С будет $m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 513,2\text{ г} \cdot 0,2206 = 113,2\text{ г}$. При охлаждении этого раствора до 10 °С из него выпадет $x\text{ г}$ $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Учитывая, что массовая доля соли в кристаллогидрате равна

$$\alpha = M(\text{вещества}) / M(\text{кристаллогидрата}) = 142,0\text{ г} / 322,0\text{ г} = 0,441,$$

этот процесс можно выразить следующим соотношением:

$$\omega(10\text{ °С}) = (113,2\text{ г} - \alpha \cdot x) / (513,2\text{ г} - x) = 0,0826.$$

Решение этого уравнения дает $x = 197,6\text{ г}$.

Ответ: при охлаждении выпадет 197,6 г $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Рассмотрим еще один тип задач на кристаллизацию кристаллогидратов:

Задача 2. Хлорид железа(III) образует три кристаллогидрата: $\text{FeCl}_3 \cdot 3,5\text{H}_2\text{O}$, $\text{FeCl}_3 \cdot 2,5\text{H}_2\text{O}$ и $\text{FeCl}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. 128,1 г смеси $\text{FeCl}_3 \cdot 3,5\text{H}_2\text{O}$ и $\text{FeCl}_3 \cdot 2,5\text{H}_2\text{O}$, содержащей 0,6 моль безводной соли, нагрели до 80 °С. При этом кристаллогидраты расплавились и образовали гомогенный раствор. После испарения из раствора 5,4 г воды, систему охладили до комнатной температуры. При этом образовалась равновесная смесь кристаллогидратов. Определите качественный и количественный состав системы после охлаждения.

Решение. Обозначим число молей $\text{FeCl}_3 \cdot 3,5\text{H}_2\text{O}$ в исходной смеси через x , а число молей $\text{FeCl}_3 \cdot 2,5\text{H}_2\text{O}$ – через y . Тогда получаем систему уравнений:

$$225,5x + 207,5y = 128,1,$$

$$x + y = 0,6.$$

Решая систему, получаем: $x = 0,2$, $y = 0,4$.

Масса безводной соли в системе составляет $m(\text{FeCl}_3) = 0,6 \cdot 162,5 = 97,5\text{ г}$.

После испарения части воды в системе остается масса, равная

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 128,1 - 97,5 - 5,4 = 25,2\text{ г или}$$

$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = 25,2 / 18 = 1,4\text{ моль}.$$

При этом на 1 моль соли приходится $n = 1,4 / 0,6 = 2,333\text{ моль H}_2\text{O}$.

Следовательно, после испарения 5,4 г воды и охлаждения система состоит из $\text{FeCl}_3 \cdot 2,5\text{H}_2\text{O}$ и $\text{FeCl}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ($2,5 > 2,333 > 2$).

Обозначим число молей $\text{FeCl}_3 \cdot 2,5\text{H}_2\text{O}$ в системе после охлаждения через z , а число молей $\text{FeCl}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – через u . Тогда получаем систему уравнений:

$$2,5z + 2u = 1,4,$$

$$z + u = 0,6.$$

Решая систему, получаем: $z = 0,4$, $u = 0,2$.

Ответ: Конечная масса смеси кристаллогидратов равна $128,1 \cdot 2\text{ H}_2\text{O}$ доставляет $0,2 \cdot 198,5 = 39,7\text{ г}$.

Задача 3.

В кристаллогидрате сульфата марганца (II) массовая доля марганца равна 0,268. Определить количество вещества воды, приходящееся на 1 моль кристаллогидрата. Написать формулу соли.

Решение. Рассматриваемым объектом является 1 моль кристаллогидрата сульфата марганца (II). Его формулу условно запишем $\text{MnSO}_4 \cdot n\text{ H}_2\text{O}$, где n – искомая величина. Составим уравнение, учитывая, что массовая доля марганца в кристаллогидрате равна отношению молярных масс марганца и данного кристаллогидрата:

$$\omega(\text{Mn}) = M(\text{Mn}) / M(\text{MnSO}_4 \cdot n\text{ H}_2\text{O})$$

Подставляя в уравнение вместо символов их числовые значения, получим:

$$0,268 = 55 / (151 + 18n)$$

Решая уравнение, найдем $n = 3$.

Ответ. 1 моль кристаллогидрата сульфата марганца (II) содержит 3 моль воды.

Формула соли – $\text{MnSO}_4 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$

Задача 4.

Кристаллогидрат сульфата магния $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ массой 250 г оставили на воздухе в открытой банке. Через некоторое время в результате частичной потери кристаллизационной воды масса вещества уменьшилась и стала равна 200 г. Сколько молей воды приходится на 1 моль сульфата магния, оставшегося после выветривания?

Решение. Формулу кристаллогидрата сульфата магния после выветривания воды условно запишем $\text{MgSO}_4 \cdot n \text{H}_2\text{O}$. Искомая величина n – число молей воды в 1 моль кристаллогидрата, образовавшегося после выветривания. Массовая доля сульфата магния в исходном кристаллогидрате составляет:

$$\omega(\text{MgSO}_4) = M(\text{MgSO}_4) / M(\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}) = 120 / (120 + 7 \cdot 18),$$

а в результате потери воды:

$$\omega(\text{MgSO}_4) = M(\text{MgSO}_4) / M(\text{MgSO}_4 \cdot n \text{H}_2\text{O}) = 120 / (120 + 18n),$$

Составим уравнение, учитывая, что при выветривании кристаллизационной воды масса сульфата магния в соли не изменилась.

Зная, что $m(\text{MgSO}_4) = m(\text{соли}) \cdot \omega(\text{MgSO}_4)$, запишем уравнение:

$$m(\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}) \cdot \omega_1(\text{MgSO}_4) = m(\text{MgSO}_4 \cdot n \text{H}_2\text{O}) \cdot \omega_2(\text{MgSO}_4),$$

$$\text{или } 250 \cdot 120 / (120 + 7 \cdot 18) = 200 \cdot 120 / (120 + 18n), \text{ откуда } n = 4,3$$

Ответ: 1 моль кристаллогидрата содержит в среднем 4,3 моль воды.

Задача 5.

Массовая доля воды в смеси кристаллогидратов, состоящей из медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ и железного купороса $\text{FeSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, составляет 40%. Вычислить массовую долю медного купороса в смеси.

Решение. Искомая величина - массовая доля медного купороса в смеси $\omega(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O})$.

Рассматриваемым объектом является смесь, которая состоит из двух частей - медного и железного купороса. В смеси массой m содержится медный купорос массой $m \cdot \omega(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O})$, а остальное, т. е. $m - m \cdot \omega(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O})$, составляет массу железного купороса. Массу воды в каждой из солей определим, умножив массу каждого кристаллогидрата на массовую долю воды в нем.

Составим уравнение, учитывая, что масса воды в смеси массой m равна сумме масс воды в каждой из солей:

$$m \cdot \omega(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}) \cdot \omega_1(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{FeSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}) \cdot \omega_2(\text{H}_2\text{O})$$

или

$$m \cdot \omega(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}) \cdot 5M(\text{H}_2\text{O}) / M(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}) + m(\text{FeSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}) \cdot 7M(\text{H}_2\text{O}) / M(\text{FeSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O})$$

Подставляя числовые значения и обозначая искомую величину $\omega(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O})$ через x , получим:

$$0,4m = mx \cdot 5 \cdot 18 / 250 + (m - mx) \cdot 7 \cdot 18 / 278$$

Решая уравнение, найдем $x = 0,56$

Ответ. Содержание медного купороса составляет 0,56, или 56%, от массы смеси.

$$m(\text{смеси}) = m \omega(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}) = x \omega(\text{H}_2\text{O}) = 0,4$$

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}) = m \cdot x$$

$$\omega_1(\text{H}_2\text{O}) = 5M(\text{H}_2\text{O}) / M(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O})$$

$$m(\text{FeSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}) = m - m \cdot x$$

$$\omega_2(\text{H}_2\text{O}) = 7M(\text{H}_2\text{O}) / M(\text{FeSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O})$$

Практическая работа №6 (2 часа)

Тема: Растворы. Действия с растворами: разбавление, упаривание, концентрирование, сливание двух растворов

Способы выражения содержания веществ в растворах и смесях

I. Стандартные способы выражения содержания веществ в растворах и смесях:

1. В долях от единицы или в процентах:

а) массовая доля

$\omega(\text{HCl}) = 5\% (0,05)$ (5 г кислоты и 95 г воды);

б) объемная доля

$\varphi(\text{HCl}) = 5\% (0,05)$ (5 мл кислоты и 95 мл воды);

в) молярная доля

$\chi(\text{HCl}) = 5\% (0,05)$ (5 моль кислоты и 95 моль воды).

2. Через число молей растворенного вещества в 1 л раствора – *молярная концентрация*.

2 М р-р (HCl) или $C_M(\text{HCl}) = 2$ моль/л

(73 г HCl в 1 л раствора).

II. Нестандартные способы:

1. Титр (г/мл);

2. Моляльность (число моль вещества в 1 кг растворителя, моль/кг, $C_{Мл}$);

Молярная доля – это отношение количества растворенного вещества n_1 или растворителя n_2 к сумме количеств всех веществ, составляющих раствор. Если одно вещество растворено в другом, то молярная доля растворенного вещества: $N_1 = n_1/n_1 + n_2$, а молярная доля растворителя: $N_2 = n_2/n_1 + n_2$.

Моляльность – число молей растворенного вещества (количество вещества), приходящееся на 1000 г растворителя:

$$C_{Мл} = n/m \cdot 1000, \text{ где}$$

n - количество вещества, m - масса растворителя.

Растворы, для которых $C_{Мл} = 1; 2; 0,1; 0,01$ называются соответственно одно-, двух-, деци-, сантимольальными.

Нормальная концентрация раствора C_N – это число эквивалентов, содержащихся в 1 л раствора.

Раствор, в 1 л которого содержится одна эквивалентная масса растворенного вещества, называется *однонормальным* и обозначается 1 н.

$$C_N = m/m_3 \cdot V, \text{ где}$$

m – масса растворенного вещества, г;

m_3 – эквивалентная масса вещества, г/моль;

V – объем раствора, л;

Эквивалент элемента – количество вещества, моль.

$\mathcal{E} = 1/B$, где B – валентность элемента.

Например, эквивалент серы в оксиде серы (IV) SO_2 $\mathcal{E}(\text{S}) = 1/4$.

Масса одного эквивалента элемента равна:

$$m_3 = M \cdot \mathcal{E} \text{ или } m_3 = M/B.$$

Например, для серы в оксиде серы (IV) $m_3 = 32/4 = 8$ (г/моль).

Многие реакции, протекающие в растворах, сопровождаются изменением степеней окисления атомов, входящих в состав молекул реагирующих веществ. В этом случае они являются окислительно–восстановительными.

Существуют два метода расстановки коэффициентов в окислительно–восстановительных реакциях: электронный баланс и ионно–электронный метод.

Ионно-электронный метод является более трудоемким, но он имеет ряд преимуществ:

- позволяет написать продукты реакции и расставить коэффициенты, если известны только исходные вещества и среда, в которой проходит реакция;

- учитывает реально существующие частицы, т.е. он применяется в основном для реакций, протекающих в растворах;

- метод удобен для расстановки коэффициентов в реакциях с участием органических веществ.

Для того, чтобы воспользоваться ионно–электронным методом, важно уметь различать основные окислители и восстановители.

Основные окислители:

1. Галогены, кислород, озон.
2. Все соединения галогенов, где их степени окисления положительны.
3. Все соединения, в которых находятся элементы в степени окисления выше +3 для металлов и +4 для неметаллов.
4. Соединения неметаллов в высшей степени окисления.
5. Катионы пассивных металлов в высшей степени окисления, оксид серебра.

Степень окисления окислителя в окислительно–восстановительных реакциях понижается.

Основные восстановители:

1. Металлы.
2. Соединения неметаллов в низшей и промежуточной степени окисления.
3. Большинство органических соединений.

Степень окисления восстановителя в окислительно–восстановительных реакциях повышается.

Если окислителем и восстановителем является один и тот же элемент, имеющий в окислителе и восстановителе разные степени окисления, то в продуктах этот элемент будет иметь только одну – промежуточную степень окисления.

Обычно при составлении уравнений окислительно–восстановительных реакций в левой части записывают сначала восстановитель, затем окислитель, затем другие вещества, если они есть. В продуктах реакций сначала записывают продукт окисления, а затем восстановления.

Алгоритм составления уравнений окислительно–восстановительных реакций ионно–электронным методом.

1. Запишите в левой части уравнения формулы исходных веществ. Для создания кислой среды используйте серную кислоту (соляная кислота сама способна окисляться, а азотная кислота является окислителем).

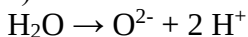
2. Определите окислитель и восстановитель.

3. Составьте схемы ионно–электронных уравнений полуреакций для процессов окисления и восстановления. В схему включите те реальные частицы, которые проявляют окислительные и восстановительные свойства, а также частицы, характеризующие среду (кислую – H^+ , щелочную – OH^- , нейтральную – H_2O). Сильные электролиты записываются в виде ионов, а слабые электролиты, газообразные вещества, труднорастворимые соединения – в виде молекул.

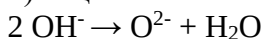
4. Проверьте число атомов каждого элемента в левой и правой частях схем уравнений полуреакций. При необходимости уравнивайте их.

5. Проверьте число атомов кислорода в каждом уравнении полуреакции слева и справа и уравнивайте их. Если в левой части уравнения полуреакции меньше кислорода, чем в правой, то добавить его можно:

а) в кислой и нейтральной среде



б) в щелочной



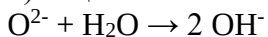
(В уравнениях не следует писать O^{2-})

Если в исходных веществах кислорода больше, то «снять» его можно:

а) в кислой среде

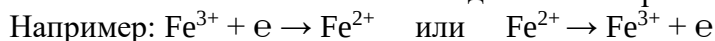


б) в щелочной и нейтральной



6. Проверьте равенство сумм зарядов до и после реакции в соответствии с законом электронейтральности: $Z_{\text{л.ч.}} = Z_{\text{п.ч.}}$.

В соответствии с международными правилами полуреакции записываются как процессы восстановления окислителя свободными электронами.



7. Число электронов, отдаваемых восстановителем, должно быть равно числу электронов, принимаемых окислителем. Исходя из этого правила, подберите коэффициенты для окислителя и восстановителя.

Суммируйте левые и правые части ионно–электронных уравнений, предварительно умножив соответствующие частицы на подобранные коэффициенты.

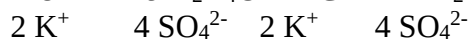
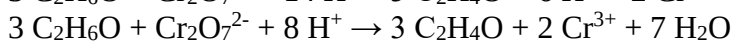
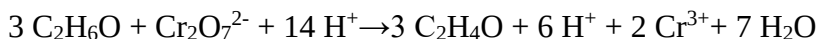
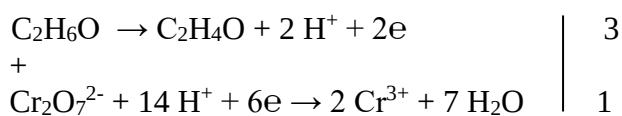
9. Сократите подобные члены, если таковые имеются.

10. Перепишите ионно–молекулярные уравнения.

11. Чтобы по ионно-молекулярному уравнению составить молекулярные, необходимо в левой и правой частях уравнения каждому иону приписать соответствующее число противоионов и скомпоновать их в молекулы.

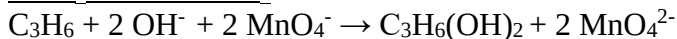
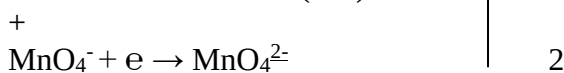
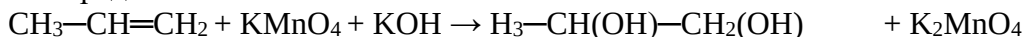
Задача 1.

Напишите уравнение реакции окисления хромовой смесью этилового спирта до уксусного альдегида в кислой среде.



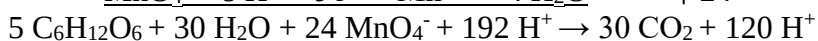
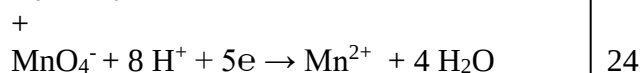
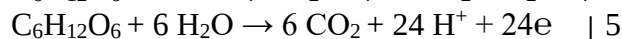
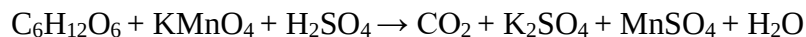
Задача 2.

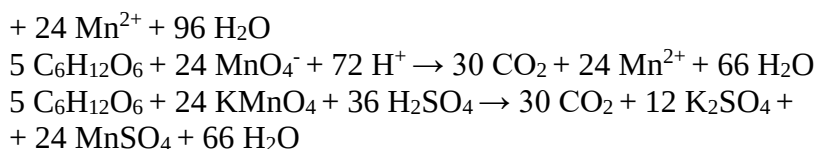
Напишите уравнение реакции окисления пропилена перманганатом калия в щелочной среде.



Задача 3.

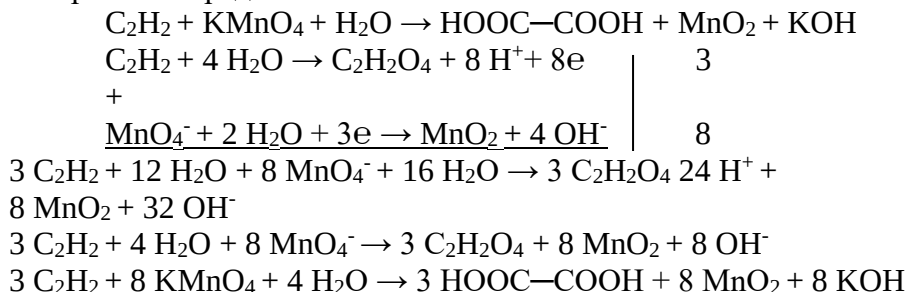
Напишите уравнение реакции окисления глюкозы перманганатом калия в кислой среде.





Задача 4.

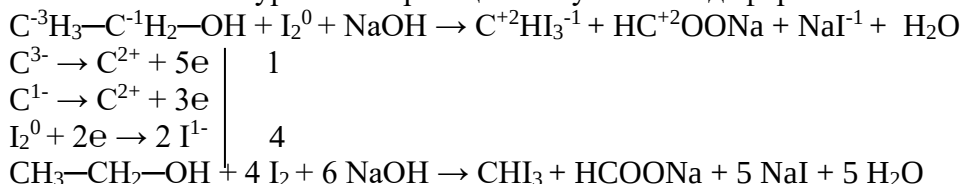
Напишите уравнение реакции окисления ацетилена перманганатом калия в нейтральной среде.



Можно расставить коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций и с использованием метода электронного баланса.

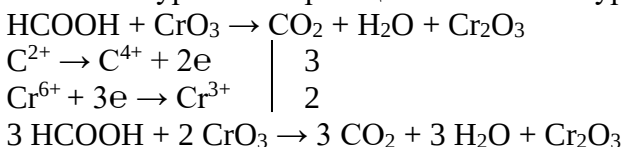
Задача 5.

Напишите уравнение реакции получения йодоформа.



Задача 6.

Напишите уравнение реакции окисления муравьиной кислоты оксидом хрома (IV).



Практическая работа №7 (6 часов)

Тема: Электролиз

Электролиз - это окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении электрического тока через раствор или расплав электролита.

Способность вещества проводить электрический ток, находясь в расплавленном или растворенном состоянии, М. Фарадей назвал электрической проводимостью. В начале своей деятельности он много работал над этим явлением и результаты своих опытов обобщил в виде двух законов.

Массы веществ, выделившихся на электродах, или появившихся в растворе в результате растворения электрода, пропорциональны количеству прошедшего электричества (первый закон Фарадея).

Одинаковые количества электричества, проходящие через различные электролиты, выделяют на электродах эквивалентные массы элементов (второй закон Фарадея).

В результате прохождения 96500 Кл электричества осаждается 1 моль Аг, 1/2 моль меди, 1/3 моль хрома, т.е. 1 моль, деленный на валентность элемента. Эти количества были названы Фарадеем эквивалентами. 96500 Кл – заряд 1 моль электронов (так как для восстановления 1 моль Аг требуется 1 моль электронов). Более точно это число составляет 96485 Кл/моль⁻¹ и названо *числом Фарадея*.

Законы Фарадея могут быть выражены объединенным уравнением:

$$m(X) = I \cdot t \cdot M_{\text{э}}(X)/F,$$

где $m(X)$ – масса выделившегося вещества X , г;

I – сила тока, А;

t – время, с;

F – постоянная Фарадея;

$M_{\text{э}}(X)$ – эквивалентная масса вещества X ,

$$M_{\text{э}}(X) = M(X)/n, \text{ г/моль};$$

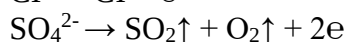
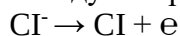
$M(X)$ – молярная масса вещества X , г/моль;

n – число приобретенных или отданных в окислительно–восстановительной реакции электронов.

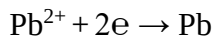
Анализ этой формулы позволяет сделать следующие выводы:

1. Если $I \cdot t = 96500$ Кл, то $m(X) = M_{\text{э}}(X)$.
Для химического превращения 1 моль окислительно–восстановительного эквивалента вещества необходимо пропустить через раствор (или расплав) 96500 Кл, или 26,8 А · ч (1 А · ч = 3600 Кл) электричества.
2. Если $I \cdot t = 1$ Кл, то $m(X) = M_{\text{э}}(X)/F$. Отношение $M_{\text{э}}(X)/F$ ($\text{Э}/F$), называемое электрохимическим эквивалентом, представляет собой массу вещества, подвергшуюся химическому превращению, или массу продуктов электролиза, выделившихся на электродах при прохождении через раствор 1 Кл электричества.
3. При прохождении одного и того же количества электричества через ряд растворов (расплавов) массы веществ, восстановившихся на катодах или окислившихся на анодах, пропорциональны молярным массам их эквивалентов.

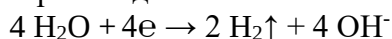
При электролизе расплавов на аноде разряжаются анионы кислот, электроны переходят к аноду: например,



На катоде происходит восстановление катионов, при этом электроны от катода переходят к катионам: например,



При электролизе водных растворов некоторые ионы металлов не восстанавливаются, а происходит восстановление молекул воды:

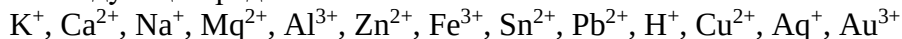


Анионы кислородсодержащих кислот не окисляются в водных растворах, а происходит окисление молекул воды:



Поэтому электролиз водных растворов солей может сопровождаться выделением кислорода и водорода.

По способности восстанавливаться из водных растворов катионы металлов располагаются в следующий ряд:



Способность к восстановлению увеличивается слева направо. Катионы калия, кальция, натрия, магния, алюминия не будут восстанавливаться из водных растворов солей, восстановление катионов цинка, железа, олова и свинца будет происходить одновременно с восстановлением молекул воды, а катионы меди, серебра и золота способны восстанавливаться из водных растворов.

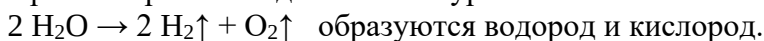
Материал, из которого изготовлены электроды, также оказывает влияние на ход электролиза. Так, на ртутном катоде (по сравнению с платиновым или графитовым) для разряда молекул воды требуется значительно большее напряжение. Ионы натрия на ртутном катоде разряжаются предпочтительнее молекул воды, в результате образуется амальгама натрия.

Задача 1.

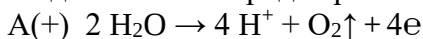
Рассчитайте массу кислорода, выделившегося при электролизе воды при прохождении через нее электрического тока силой 1,5 А в течение 10 минут (600 с).

Решение:

При электролизе воды согласно уравнению



Выделение кислорода происходит на аноде:



Определяем массу кислорода.

Масса эквивалента кислорода $M_{\text{э}}(\text{O}_2) = M(\text{O}_2)/n = 32/4 = 8 \text{ (г/моль)}$.

Подставляем значение в формулу:

$$m(\text{O}_2) = 1,5 \cdot 600 \cdot 8/96500 = 0,075 \text{ (г)}.$$

Ответ: 0,075 г.

Задача 2.

Смесь газов, полученная при электролизе ледяной уксусной кислоты, пропущена через склянку с концентрированным раствором гидроксида натрия. При этом масса склянки увеличилась на 5,5 г. Определите объем алкана, образовавшегося в процессе электролиза.

Решение:



Масса склянки со щелочью увеличилась в результате поглощения оксида углерода (IV).

$$m(\text{CO}_2) = 5,5 \text{ г}$$

$$n(\text{CO}_2) = 5,5/44 = 0,125 \text{ (моль)}$$

$$n(\text{C}_2\text{H}_6) = 2n(\text{CO}_2) = 0,25 \text{ (моль)}$$

$$V(\text{C}_2\text{H}_6) = n(\text{C}_2\text{H}_6) \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 5,6 \text{ л}$$

Ответ: 5,6 л.

Задача 3.

Водный раствор массой 1200 г, содержащий 86,675 г хлорида калия, поместили в электролизер, снабженный диафрагмой и платиновыми электродами. Через раствор в течение 4 часов 75 с пропускали ток силой 1 А. Продукты электролиза непрерывно удаляли из электролизера. Какова концентрация хлорида калия после окончания реакции?

Решение:



$$C_{\text{м}}(\text{KCl}) = 1000 \cdot n(\text{KCl})/V_{\text{р-ра}}(\text{KCl})$$

$$n(\text{KCl}) = 86,675 : 74,5 = 1,15 \text{ (моль)}$$

$$C_{\text{м}}(\text{KCl}) = 1000 \cdot 1,15/12000 = 0,96 \text{ (моль/л)}.$$

Через раствор пропущено: $Q = I \cdot t = 1 \text{ А} \cdot 375 \text{ с} = 14475 \text{ Кл (кулонов)}$.

Согласно закону Фарадея 96500 Кл вызывают электролиз 1 г-экв вещества. 14475 Кл вызовет разложение n г-экв:

$$n = 14475 : 96500 = 0,15 \text{ (г-экв)}.$$

Ответ: 0,15 г-экв.

Задача 4.

Через 2 л раствора сульфата меди пропускали ток в течение 45 мин, при этом из раствора выделилось 1,6 г меди. Вычислите силу тока, прошедшего через электролит, а также нормальную концентрацию раствора сульфата меди перед началом электролиза, если известно, что в ходе реакции выделяется только 45% меди, содержащейся в растворе.

Решение:

Для выделения 1,6 г меди ($M_{\text{э}} = 64 : 2 = 32$), т.е. $1,6 : 32 = 0,05 \text{ (г-экв)}$ необходимо $0,05 \cdot 96500 = 4825 \text{ Кл}$.

Сила тока, прошедшего через электролизер:

$$I = Q/t = 4825/45 \cdot 60 = 1,787 \text{ А.}$$

В ходе процесса выделилось 0,05 г-экв меди, что составляет 45% от общего количества меди, содержащейся в растворе. Следовательно, в 2 л раствора находилось $0,05 : 0,45 = 0,1$ г-экв соли. Поэтому нормальная концентрация исходного раствора сульфата меди составила:

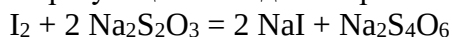
$$0,1 : 2 = 0,055 \text{ г-экв/л, т.е. } C_n(\text{CuSO}_4) = 0,55 \text{ н.}$$

Ответ: 0,55 н.

Задача 5.

Йод, полученный при электролизе водного раствора йодида калия в течение 1 часа, оттитровали 20 мл 0,05 М раствора тиосульфата натрия. Какова была сила тока при электролизе? Какой объем водорода образовался в процессе электролиза, если температура была равна 20 °С, а давление 750 мм рт.ст.?

Решение:



По уравнению реакции (2) 1 г-экв $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ соответствует $\frac{1}{2}$ моля I_2 .

В 20 мл 0,05 М раствора тиосульфата натрия содержалось $0,02 \cdot 0,05 = 0,01$ (г-экв) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Следовательно, в полученном растворе содержалось 0,005 моля йода или $0,005 \cdot 254 = 0,127$ (г) йода.

Сила тока, пропущенного через раствор:

$$I = 0,127 \cdot 96500/127 \cdot 3600 = 0,0268 \text{ (А).}$$

По уравнению реакции (1) $n(\text{H}_2) = n(\text{I}_2)$. Поэтому на катоде выделилось $0,005 \cdot 11200 = 56$ (мл) водорода (н.у.). В условиях, указанных в задаче, этот объем составит:

$$V = 56 \cdot 760 \cdot 293/750 \cdot 273 = 60,9 \text{ (мл).}$$

Ответ: 60,9 мл.

Практическая работа №8 (4 часа)

Тема: Особенности олимпиадных задач

На олимпиадах крайне редко встречаются задачи, решение которых заключается в подстановке числового материала в известные формулы. Большинство задач является нестандартными, качественными, предназначенными для развития и формирования творческих способностей. Часто предлагаются задачи с недостатком или избытком информации. Учащиеся или студенты теряются и не могут в большинстве случаев их решить. При этом задачи с недостатком информации, требующие поиска дополнительных данных, решаются чаще, чем с избытком информации. Для решения многих задач необходимо использовать теоретические основы сразу нескольких разделов химии, т.е. комплексно применять накопленные знания.

Можно предложить следующую схему решения задачи. Тщательно ознакомьтесь с условием, прочитав текст несколько раз. Запишите все условия и требования. Четко сформулируйте цель задачи. В условии задачи может быть одновременно недостаток и избыток информации. В связи с этим, прежде всего выберите сведения, которые понадобятся для решения задачи, затем составьте список недостающих данных, которые предстоит найти в справочниках. Очень часто решению задачи помогают различного рода аналоги, т.е. другие объекты, обнаруживающие сходство предметов, явлений, процессов. Мысленно переберите в памяти случаи, хотя бы отдаленно напоминающие описание задачи, и, вспомнив, каким способом решались аналогичные задачи, попытайтесь перенести способ решения в данную ситуацию. Во время поиска пути решения задачи старайтесь использовать все имеющиеся у вас знания, приобретенные как в курсе химии, так и почерпнутые из популярной научной

литературы. Пользуйтесь знаниями из физики, математики, биологии, геологии, философии для решения химических задач, и наоборот, используйте химические знания при изучении других дисциплин.

Олимпиадные задачи по форме построения и характеру содержания могут быть тестовыми, задачами с неполным условием, задачами-кроссвордами, задачами-головоломками, задачами-ловушками, комбинированными (комплексными) и творческими задачами.

Предлагаем в качестве примера задачу тестового характера для 1 – 3 этапов олимпиад по химии.

Задача 1.

Приведите максимальное число существенно различающихся уравнений реакций, в результате которых образуется хлорид никеля.

Решение:

Металл + неметалл:	$\text{Ni} + \text{Cl}_2 \rightarrow$
Металл + кислота:	$\text{Ni} + \text{HCl} \rightarrow$
Оксид + кислота:	$\text{NiO} + \text{HCl} \rightarrow$
Гидроксид + HCl:	$\text{Ni(OH)}_2 + \text{HCl} \rightarrow$
Соль + металл:	$\text{Ni} + \text{HgCl}_2 \rightarrow$
Соль + неметалл:	$\text{NiBr}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow$
Соль + кислота:	$\text{NiCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
Соль + соль:	$\text{NiSO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow$
Основная соль + кислота:	$\text{Ni(OH)Cl} + \text{HCl} \rightarrow$
Окисление хлором бинарных соединений никеля, например: $\text{Ni}_3\text{C} + \text{Cl}_2 \rightarrow$	
Восстановление соединений никеля в более низкие степени окисления: $\text{Ni}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow$	

Возможны и другие варианты.

Задача 2.

Какие газы могут образовываться при взаимодействии простых веществ с водой? Напишите уравнения соответствующих реакций. Какие из них находят практическое применение?

Решение:

H_2 :	$(\text{Ca} + \text{H}_2\text{O})$	(1)
$\text{O}_2, \text{HF}, \text{O}_3$:	$(\text{F}_2 + \text{H}_2\text{O})$	(2)
HCl :	$(\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O})$	(3)
CO, CO_2 :	$(\text{C} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO} + \text{H}_2)$	(4)
	$(\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2)$	
	t	
	$(\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow)$	(5)

Применение находят реакции (1) и (4).

Задача 3.

Составьте уравнения термического разложения следующих солей аммония: карбоната, хлорида, сульфата, дихромата, гидросульфида.

Задача 4.

Назовите пять веществ, состоящих не более чем из трех элементов, каждое из которых при нагревании разлагается с выделением кислорода, причем масса выделившегося O_2 составляет примерно 35% массы разложившегося вещества. Какие из этих веществ наиболее пригодны для использования в качестве окислителя ракетного топлива?

Задача 5.

Вычислите массы различных веществ, при действии на которые водой выделяется 1 м³ водорода.

Если при написании уравнений у вас возникли трудности, обратитесь к главе III «Определение состава смесей веществ и сплавов».

Задача 6.

Какие из химических реакций будут происходить при пропускании O₂, CO₂, SO₂, NO₂ через взвеси карбонатов кальция, марганца (II), железа (II), цинка?

Остановимся на *задачах-ловушках*, типичных для олимпиад.

Задача 7.

Жидкость А растворима в воде и изменяет окраску раствора лакмуса на красный цвет. Относительная плотность паров вещества А по воздуху составляет 3,17. В результате сгорания А образуется только два продукта: CO₂ и H₂O. Жидкость реагирует при обычных условиях с натрием и щелочами, причем при титровании 2,7 г вещества А в присутствии фенолфталеина расход раствора щелочи, где $C(\text{KOH}) = 1$ моль/л, составляет 58,7 мл. Назовите эту жидкость.

Решение:

Здесь ловушка заключается в том, что молярная масса вещества, вычисленная из относительной плотности паров по воздуху, составляет: $29 \cdot 3,17 = 92$ г/моль. Но эквивалентная масса кислоты, вычисленная из результатов титрования, составляет:

$$2,7 \text{ г А} - 58,7 \cdot 10^{-3} \text{ моль КОН}$$

$$x \text{ г А} - 1 \text{ моль КОН}$$

$$x = M_0(\text{А}) = 46 \text{ г/мол.}$$

Жидкость А может быть двухосновной кислотой, $2 M(\text{COOH}) = 90$, поэтому молярная масса близко соответствует вычисленному значению, тем более, что определение молярной массы по плотности паров дает лишь приблизительное значение M . Однако щавелевая кислота не является жидкостью. Возможен вариант C₃H₈O₃ (глицерин), но трехатомные спирты не изменяют окраски индикаторов и не титруются кислотами. Аналогично можно исключить вариант окси- и альдегидокислоты. В чем же заключается выход из создавшегося затруднения? Можно предположить, что в газовой фазе А состоит из полимерных молекул, например из димеров. Тогда $M = 46$ г/моль. Это значение соответствует одноосновной муравьиной кислоте. Условие титрования также подтверждает это предположение.

Ответ: HCOOH.

Таким образом, при решении задач необходимо учитывать полимеризацию молекул, например, (HF)_x, (CH₃COOH)_x, N₂O₄.

Задача 8.

Какой из газов имеет при нормальных условиях больший молярный объем: аммиак или водород?

Решение:

На первый взгляд, молярные объемы должны быть равны (по закону Авогадро). Однако закон постоянства молярных объемов справедлив лишь для идеальных газов, молекулы которых принимаются за частицы, практически не имеющие размеров и отталкивающиеся друг от друга по закону упругих шаров. Таким образом, рассматривая газ как идеальный, мы пренебрегаем размерами его молекул и силами межмолекулярного взаимодействия. Очевидно, что притяжение между полярными молекулами аммиака будет больше, чем между неполярными молекулами водорода. Значит, для аммиака отступление от теоретического значения молярного объема будет большим при н.у. (22,414 л/моль), поскольку

при обычных давлениях среднее расстояние между молекулами намного превышает собственные размеры молекул. Для справки приводим истинные значения молярных объемов этих газов при н.у.:

$V_m(\text{NH}_3) = 22,08 \text{ л/моль}$; $V_m(\text{H}_2) = 22,43 \text{ л/моль}$.

Задача 9.

Объясните, почему газ NO_2 ни при каких условиях не подчиняется закону Бойля – Мариотта ($V \sim 1/p$). Назовите другие газы с подобным поведением.

В *задачах-головоломках* предполагается установить одно или несколько веществ по описанию их превращений, полностью или частично зашифрованному. Эти задачи являются не столько сложными, сколько непривычными для учащихся. Они требуют химических знаний, почерпнутых из дополнительной литературы, и их решение отражает химический кругозор конкурсантов. Общий подход к решению задач-головоломок заключается в следующем: необходимо идентифицировать хотя бы одно из веществ, а затем уже дешифровать всю цепочку превращений.

Задача 10.

Напишите в явном виде реакции (1) - (7), если известно, что среди веществ X_2 , Y_2 , A_2 , B_2 при обычных условиях нет твердых:



Ответ: $\text{X}_2 - \text{Br}_2$, $\text{Y}_2 - \text{Cl}_2$, $\text{A}_2 - \text{F}_2$, $\text{B}_2 - \text{H}_2$.

Задача 11.

Окрашенная соль X , относящаяся к бинарным соединениям, не растворима в воде, но растворима в соляной кислоте. При этом выделяется газ с резким запахом Γ_1 и образуется бледноокрашенный раствор 1. Если к раствору 1 прилить раствор щелочи, образуется окрашенный осадок, бурящийся на воздухе. При действии соляной кислоты на получившееся соединение A образуется то же вещество, что при пропускании хлора через раствор 1. При кипячении X с раствором азотной кислоты возможно выделение бесцветных газов Γ_2 и Γ_3 , которые при разных условиях реагируют с кислородом (Γ_2 - быстро, Γ_3 - только в присутствии катализатора при нагревании). В результате взаимодействия растворов газов Γ_1 и Γ_3 образуется простое вещество D и вода. Если Γ_1 реагирует со щелочью, образуется раствор, приливание к которому раствора 1 дает осадок X . Назовите все вещества, напишите уравнения реакций.

Решение:

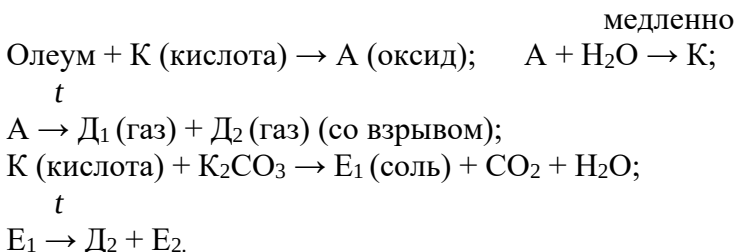
По описанию можно предположить, что A - это $\text{Fe}(\text{OH})_3$, тогда X - бинарное соединение железа. Поскольку продукты взаимодействия раствора 1 с Cl_2 и A с HCl идентичны, значит, Cl_2 окисляет FeCl_2 до FeCl_3 .

Можно предположить, что при взаимодействии X с HCl образовалось водородное соединение неметалла, но тогда Γ_3 - газообразный оксид, поскольку по реакции $\Gamma_3 + \Gamma_1$ образуется простое вещество и вода. Получаем единственное решение задачи: Γ_3 - это SO_2 (SeO_2 - твердое вещество, не говоря уже об оксидах теллура); X - FeS ; Γ_1 - H_2S ; Γ_2 - NO ; A - $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Задачи подобного типа, а также комбинированные, творческие и задачи с неполным условием, рассмотрены как в способах решения задач, так и в главах, посвященных отдельным типам задач.

Задача 12.

Расшифруйте схемы превращений:



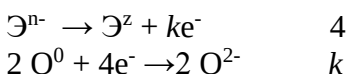
Ответ: К – HClO_4 , А – Cl_2O_7 , Д_1 – Cl_2 , Д_2 – O_2 , Е_1 – KClO_4 .

Задача 13.

Какой максимальный и минимальный объем кислорода требуется для сжигания 1 л газообразного водородного соединения с формулой ЭH_n ?

Решение:

Для составления электронного баланса припишем условно водороду степень окисления +1:



Наибольший объем кислорода потребуется в случае наиболее глубокого окисления элемента; в заданных условиях максимально степень окисления элемента могла измениться на 8 единиц. Тогда максимальный объем кислорода составил 2 л (условно удовлетворяют CH_4 , PH_3 : $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \dots$).

Минимальный объем кислорода требуется в том случае, когда степень окисления элемента изменяется лишь на единицу. Тогда в водородном соединении элемент находится в степени окисления –1 и окисляется до простого вещества. В этом случае $V(\text{O}_2) = 0,25$ л. Условию удовлетворяет сжигание в кислороде HI : $4 \text{HI} + \text{O}_2 = 2 \text{I}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$.

6 ДИДАКТИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ КОНТРОЛЯ (САМОКОНТРОЛЯ) УСВОЕННОГО МАТЕРИАЛА

6.1 Оценочные средства, показатели и критерии оценивания компетенций

Индекс компетенции	Оценочное средство	Показатели оценивания	Критерии оценивания сформированности компетенций
ОПК-5, ОПК-8, ПК-2	Контрольная работа	Низкий – неудовлетворительно	допустил число ошибок и недочетов превосходящее норму, при которой может быть выставлена оценка «3»
		Пороговый – удовлетворительно	если студент правильно выполнил не менее половины работы или допустил: не более двух грубых ошибок; или не более одной грубой и одной негрубой ошибки и одного недочета; или не более двух-трех негрубых ошибок; или одной негрубой ошибки и трех недочетов; или при отсутствии ошибок, но при наличии четырех-пяти недочетов.

		Базовый – хорошо	студент выполнил работу полностью, но допустил в ней: не более одной негрубой ошибки и одного недочета или не более двух недочетов
		Высокий – отлично	работа выполнена без ошибок, указаны все расчетные формулы, единицы измерения, без ошибок выполнены математические расчеты
	Расчетные задачи	Низкий – неудовлетворительно	допустил число ошибок и недочетов превосходящее норму, при которой может быть выставлена оценка «3»
		Пороговый – удовлетворительно	студент правильно выполнил не менее половины работы или допустил: не более двух грубых ошибок; или не более одной грубой и одной негрубой ошибки и одного недочета; или не более двух-трех негрубых ошибок; или одной негрубой ошибки и трех недочетов; или при отсутствии ошибок, но при наличии четырех-пяти недочетов.
		Базовый – хорошо	студент выполнил работу полностью, но допустил в ней: не более одной негрубой ошибки и одного недочета или не более двух недочетов
		Высокий – отлично	работа выполнена без ошибок, указаны все расчетные формулы, единицы измерения, без ошибок выполнены математические расчеты
	Тест	Низкий – до 60 баллов (неудовлетворительно)	за верно выполненное задание тестируемый получает максимальное количество баллов, предусмотренное для этого задания, за неверно выполненное – ноль баллов. После прохождения теста суммируются результаты выполнения всех заданий. Подсчитывается процент правильно выполненных заданий теста, после чего этот процент переводится в оценку, руководствуясь указанными критериями оценивания.
		Пороговый – 61-75 баллов (удовлетворительно)	
		Базовый – 76-84 баллов (хорошо)	
		Высокий – 85-100 баллов (отлично)	
	Собеседование	Низкий – неудовлетворительно	незнание программного материала; при ответе возникают ошибки; затруднения при выполнении практических работ.
		Пороговый – удовлетворительно	усвоение основного материала; при ответе допускаются неточности; при ответе недостаточно правильные формулировки; нарушение последовательности в изложении программного материала;

			затруднения в выполнении практических заданий.
		Базовый – хорошо	знание программного материала; грамотное изложение, без существенных неточностей в ответе на вопрос; правильное применение теоретических знаний; владение необходимыми навыками при выполнении и практических задач.
		Высокий – отлично	глубокое и прочное усвоение программного материала; полные, последовательные, грамотные и логически излагаемые ответы при видоизменении задания; свободно справляющиеся с поставленными задачами, знания материала; правильно обоснованные принятые решения; владение разносторонними навыками и приемами выполнения практических работ.

6.2 Промежуточная аттестация студентов по дисциплине

Промежуточная аттестация является проверкой всех знаний, навыков и умений студентов, приобретённых в процессе изучения дисциплины. Формой промежуточной аттестации по дисциплине является зачет.

Для оценивания результатов освоения дисциплины применяется следующие критерии оценивания.

Критерии оценивания устного ответа на зачете

Оценка «зачтено» выставляется студенту, если:

- 1) вопросы раскрыты, изложены логично, без существенных ошибок;
- 2) показано умение иллюстрировать теоретические положения конкретными примерами;
- 3) продемонстрировано усвоение ранее изученных вопросов, сформированность компетенций, устойчивость используемых умений и навыков.

Допускаются незначительные ошибки.

Оценка «не зачтено» выставляется, если:

- 1) не раскрыто основное содержание учебного материала;
- 2) обнаружено незнание или непонимание большей или наиболее важной части учебного материала;
- 3) допущены ошибки в определении понятий, которые не исправлены после нескольких наводящих вопросов;
- 4) не сформированы компетенции, умения и навыки.

Примерный перечень вопросов к зачету

1. Теоретические основы методики обучения решению химических задач. Место и значение химических задач в системе школьного химического содержания.
2. Классификация химических задач. Функции расчётных и экспериментальных химических задач.
3. Компетентностные и контекстные задачи в обучении химии.
4. Требования к обучающимся при решении химических задач.

5. Включение химических задач в методы проблемного и интерактивного обучения.
6. Место химических задач в различных образовательных программах.
7. Оценивание результатов обучения химии с применением химических задач.
8. Методические подходы к решению типовых задач и оценивание результатов обучения их решению.
9. Прямой алгебраический способ.
10. Способ пропорционального расчета.
11. Квадрат Пирсона.
12. Решение задач способом произвольной гипотезы.
13. Расчеты по химическим формулам. Вычисление массовых долей (%) по формулам веществ.
14. Стехиометрические законы химии: закон сохранения массы и энергии веществ, значение его в химии; закон постоянства состава (Ж. Пруст), бертоллиды и дальтониды; закон кратных отношений (Дж. Дальтон); закон Авогадро и следствия из него; закон объемных отношений (Ж. Гей-Люссак); эквивалент, закон эквивалентов (И. Рихтер).
15. Основные величины, применяемые в химии: атомные и молекулярные массы, число Авогадро, 1 а.е.м. (атомная единица массы), масса атома и молекулы; количество вещества, моль – единица измерения количества вещества; молярная масса, определение молярной массы вещества, молярный объем газообразных веществ.
16. Стехиометрические расчеты по уравнениям химических реакций. Схема расчета по химическому уравнению с использованием масс и объемов.
17. Окислительно-восстановительные реакции. Правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Методы ионно-электронного баланса. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных процессов.
18. Гальванический элемент. Направление и глубина окислительно-восстановительных реакций.
19. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Количественные соотношения при электролизе.
20. Нахождение молекулярной формулы вещества. Нахождение формулы вещества по массовым долям элементов.
21. Нахождение химической формулы газообразного вещества по массовым долям элементов и относительной плотности его по другому газу.
22. Нахождение химической формулы вещества по продуктам сгорания.
23. Схема расчета по химическому уравнению с использованием количества вещества. Вычисления по химическим уравнениям масс (объемов) веществ по известной массе (объему) одного из вступающих или получающихся в результате реакции веществ.
24. Расчеты по химическим уравнениям при условии, что одно из реагирующих веществ дано в избытке.
25. Расчеты по термохимическим уравнениям. Вычисление объема газа, необходимого для реакции с определенным объемом другого газа.
26. Определение массовой (объемной доли) выхода продукта реакции в процентах от теоретически возможного.
27. Вычисление масс (объема) продукта реакции по известной массе (объему) исходного вещества, содержащего примеси.
28. Нахождение формулы вещества по указанным в условии задачи свойствам.
29. Определение состава смесей веществ и сплавов. Массовая доля компонента.
30. Типичные реакции разложения веществ, составляющих смеси.
31. Растворы. Массовая доля вещества в растворе. Растворимость. Кристаллогидраты.
32. Задачи на определение формулы кристаллогидрата.
33. Задачи на приготовление растворов кристаллогидратов.

34. Действия с растворами: разбавление, упаривание, концентрирование, сливание двух растворов.
35. Электролиз расплавов и растворов.
36. Законы электролиза (М. Фарадея). Процессы, протекающие при электролизе.
37. Особенности олимпиадных задач. Формы построения олимпиадных задач.

6.3 Оценочные средства для проверки уровня сформированности компетенций УК-1, ОПК-8, ПК-2

Тесты содержат следующие типы заданий

Тип задания	№ задания	Вес задания (балл)	Результат оценивания (баллы, полученные за выполнение задания / характеристика правильности ответа)
задания закрытого типа с выбором одного правильного (1 из 4)	1, 2, 3	1 балл	1 б - полное правильное соответствие; 0 б - остальные случаи
задания закрытого типа с выбором нескольких правильных ответов (3 из 6)	4, 5, 6, 7	2 балла	2 б – полное правильное соответствие (последовательность вариантов ответа может быть любой); 1 б – если допущена одна ошибка / ответ правильный, но не полный; 0 б – остальные случаи
задания закрытого типа на установление соответствия (4 на 4)	8, 9	2 балла	2 б – полное правильное соответствие; 1 б – если допущена одна ошибка / ответ правильный, но не полный; 0 б – остальные случаи
задание закрытого типа на установление последовательности	10, 11	2 балла	2 б – полное правильное соответствие; 1 б – если допущена одна ошибка / ответ правильный, но не полный; 0 б – остальные случаи
задания открытого типа с кратким ответом	12, 13	3 балла	3 б – полное правильное соответствие; 0 б – остальные случаи.
задания открытого типа с развернутым ответом	14, 15	5 баллов	5 б – полное правильное соответствие; если допущена одна ошибка/неточность / ответ правильный, но не полный - 3 балла; если допущено более одной ошибки / ответ неправильный / ответ отсутствует – 0 баллов

Компетенция	Индикаторы
- ОПК-5. Способен осуществлять контроль и оценку формирования результатов образования обучающихся, выявлять и корректировать трудности в обучении	ОПК-5.1 Осуществляет выбор содержания, методов, приемов организации контроля и оценки, в том числе ИКТ, в соответствии с установленными требованиями к образовательным результатам обучающихся;

	ОПК-5.2 Обеспечивает объективность и достоверность оценки образовательных результатов обучающихся
--	---

Задание 1. Какой метод решения задач позволяет приписывать одной из величин удобное для вычислений значение, а затем пересчитывать на конкретные условия?

1. Способ пропорционального расчета
2. Квадрат Пирсона
3. Способ произвольной гипотезы
4. Прямой алгебраический способ

Ответ: 3

Задание 2. Какой закон описывает зависимость объема газа от давления при постоянной температуре?

1. Закон Гей-Люссака
2. Закон Бойля-Мариотта
3. Закон Шарля
4. Закон Авогадро

Ответ: 2

Задание 3. Что такое молярная доля компонента в смеси?

1. Отношение массы компонента к массе смеси
2. Отношение объема компонента к объему смеси
3. Отношение количества вещества компонента к общему количеству вещества смеси
4. Отношение плотности компонента к плотности смеси

Ответ: 3

Задание 4. Какие способы выражения концентрации растворов относятся к стандартным? (Выберите 3 варианта)

1. Молярная концентрация
2. Титр
3. Массовая доля
4. Моляльность
5. Объемная доля
6. Нормальная концентрация

Ответ: 1, 3, 5

Задание 5. Какие факторы влияют на характер разложения нитратов при нагревании? (Выберите 3 варианта)

1. Положение катиона металла в ряду напряжений
2. Температура
3. Давление
4. Наличие катализатора
5. Природа аниона
6. Растворимость соли

Ответ: 1, 2, 5

Задание 6. Какие виды самостоятельной работы предусмотрены в дисциплине? (Выберите 3 варианта)

1. Изучение основной литературы
2. Проведение экспериментов
3. Расчетные задачи
4. Тестирование

5. Собеседование
 6. Написание рефератов
- Ответ: 1, 3, 4

Задание 7. Какие из перечисленных задач относятся к олимпиадным? (Выберите 3 варианта)

1. Задачи с неполным условием
2. Задачи-головоломки
3. Задачи-ловушки
4. Стандартные расчетные задачи
5. Тестовые задания
6. Задачи с избытком информации

Ответ: 1, 2, 3

Задание 8. Установите соответствие между законом и его формулировкой:

Закон Бойля-Мариотта : При постоянной температуре объем газа обратно пропорционален давлению

Закон Гей-Люссака : При постоянном давлении объем газа прямо пропорционален температуре

Закон Шарля : При постоянном объеме давление газа прямо пропорционально температуре

Закон Авогадро : В равных объемах газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул

Задание 9. Установите соответствие между методом решения и его описанием:

Прямой алгебраический способ : Выражение искомой величины через неизвестное в условии задачи

Способ пропорционального расчета : Пересчет с помощью пропорций по уравнениям реакций

Квадрат Пирсона : Графический метод смешения растворов

Способ произвольной гипотезы : Приписывание удобного значения одной из величин

Задание 10. Расположите в правильном порядке этапы составления уравнения окислительно-восстановительной реакции ионно-электронным методом:

1 : Определение окислителя и восстановителя

2 : Составление схем полуреакций

3 : Уравнивание числа атомов и зарядов

4 : Подбор коэффициентов

5 : Суммирование полуреакций

6 : Запись молекулярного уравнения

Ответ: 123456

Задание 11. Расположите в правильном порядке этапы оценивания решения задачи студентом:

1 : Проверка правильности выбора метода решения

2 : Проверка правильности расчетов

3 : Проверка наличия всех необходимых формул и единиц измерения

4 : Проверка логичности и полноты ответа

Ответ: 1234

Задание 12. Величина, характеризующая устойчивость золя к действию электролитов, называется ____.

Ответ: порог коагуляции

Задание 13. Процесс укрупнения частиц дисперсной фазы с образованием осадка называется ____.

Ответ: коагуляция

Задание 14. Объясните, как с помощью квадрата Пирсона можно определить соотношение масс растворов с разными концентрациями для получения раствора заданной концентрации.

Ответ: Квадрат Пирсона представляет собой диаграмму, на которой по диагонали записывают концентрации исходных растворов и желаемую концентрацию, а на пересечениях — разности концентраций. Отношение этих разностей дает массовое соотношение исходных растворов.

Задание 15. Опишите алгоритм решения задачи на вывод истинной формулы вещества по продуктам сгорания.

Ответ: 1. Определение массы и количества веществ элементов по массам продуктов сгорания. 2. Нахождение простейшей формулы по соотношению количеств элементов. 3. Определение молекулярной формулы с использованием дополнительных данных (плотность, молярная масса).

Компетенция	Индикаторы
- ОПК-8. Способен осуществлять педагогическую деятельность на основе специальных научных знаний	• ОПК-8.3 Демонстрирует специальные научные знания, в том числе в предметной области

Задание 1. Какой метод решения задач основан на приписывании одной из величин произвольного удобного значения с последующим пересчётом?

1. Квадрат Пирсона
2. Способ пропорционального расчёта
3. Способ произвольной гипотезы
4. Прямой алгебраический способ

Ответ: 3

Задание 2. Как называется отношение массы растворённого вещества к массе раствора, выраженное в долях единицы или процентах?

1. Молярная концентрация
2. Титр
3. Массовая доля
4. Моляльность

Ответ: 3

Задание 3. Какой процесс описывает законы Фарадея?

1. Гидролиз солей
2. Электролиз
3. Диффузия газов
4. Адсорбция

Ответ: 2

Задание 4. Какие из перечисленных законов являются газовыми законами? (Выберите 3 варианта)

1. Закон Бойля-Мариотта

2. Закон Фарадея
3. Закон Гей-Люссака
4. Закон Шарля
5. Закон Авогадро
6. Закон Гесса

Ответ: 1, 3, 4

Задание 5. Какие способы используются для выражения концентрации растворов? (Выберите 3 варианта)

1. Молярная концентрация
2. Массовая доля
3. Титр
4. Моляльность
5. Объёмная доля
6. Плотность

Ответ: 1, 2, 5

Задание 6. Какие параметры влияют на скорость химической реакции? (Выберите 3 варианта)

1. Концентрация реагентов
2. Температура
3. Присутствие катализатора
4. Цвет реагентов
5. Давление (для газов)
6. Объём реакционного сосуда

Ответ: 1, 2, 3

Задание 7. Какие типы окислительно-восстановительных реакций рассматриваются в курсе? (Выберите 3 варианта)

1. Межмолекулярные
2. Внутримолекулярные
3. Диспропорционирование
4. Сопропорционирование
5. Реакции замещения
6. Реакции присоединения

Ответ: 1, 2, 3

Задание 8. Установите соответствие между газовым законом и его формулировкой:

1. Закон Бойля-Мариотта — Объём газа обратно пропорционален давлению при постоянной температуре
2. Закон Гей-Люссака — Объём газа прямо пропорционален температуре при постоянном давлении
3. Закон Шарля — Давление газа прямо пропорционально температуре при постоянном объёме
4. Закон Авогадро — В равных объёмах газов содержится одинаковое число молекул

Задание 9. Установите соответствие между понятием и определением:

1. Молярная концентрация — Количество вещества в 1 литре раствора
2. Массовая доля — Отношение массы вещества к массе раствора
3. Титр — Масса вещества в 1 миллилитре раствора
4. Моляльность — Количество вещества в 1 килограмме растворителя

Задание 10. Установите правильную последовательность составления уравнения ОВР методом электронного баланса:

- 1 → Определение степеней окисления элементов
- 2 → Составление полуреакций окисления и восстановления
- 3 → Уравнивание числа отданных и принятых электронов
- 4 → Перенос коэффициентов в молекулярное уравнение
- 5 → Проверка баланса атомов и зарядов

Ответ: 12345

Задание 11. Установите правильную последовательность решения задачи на определение формулы вещества по продуктам сгорания:

- 1 → Определение масс элементов по массам продуктов сгорания
- 2 → Нахождение количеств веществ элементов
- 3 → Определение простейшей формулы по соотношению количеств элементов
- 4 → Нахождение молекулярной формулы с использованием дополнительных данных

Ответ: 1234

Задание 12. Количество вещества, содержащее $6,022 \cdot 10^{23}$ структурных единиц, называется _____.

Ответ: молем

Задание 13. Уравнение, в котором указан тепловой эффект химической реакции, называется _____ уравнением.

Ответ: термохимическим

Задание 14. Опишите алгоритм решения задачи на определение формулы органического вещества по продуктам его сгорания и относительной плотности паров.

Ответ: 1. Найти массу углерода по массе CO_2 , массу водорода по массе H_2O . 2. Определить массы и количества веществ элементов. 3. Найти простейшую формулу по соотношению $\text{C}:\text{H}:\text{O}$. 4. Рассчитать молярную массу простейшей формулы и сравнить с молярной массой, найденной по относительной плотности. 5. Определить молекулярную формулу, умножив индексы на соответствующий коэффициент.

Задание 15. Объясните, как выбрать оптимальный метод решения химической задачи в зависимости от её типа и условий.

Ответ: Выбор метода зависит от характера задачи: для стехиометрических расчётов с одним неизвестным — пропорциональный метод; для смесей или сплавов — алгебраический; для разбавления/смешивания растворов — квадрат Пирсона; для задач с недостатком данных — способ произвольной гипотезы; для термохимических расчётов — использование закона Гесса.

Компетенция	Индикаторы
- ПК-2. Способен осуществлять педагогическую деятельность по профильным предметам (дисциплинам, модулям) в рамках программ основного общего и среднего общего образования	• ПК-2.2 Применяет основы теории фундаментальных и прикладных разделов химии (неорганической, аналитической, органической, физической, химии ВМС, химических основ биологических процессов, химической технологии) для решения теоретических и практических задач.

Задание 1. Какой метод разделения смесей основан на разной скорости движения компонентов через сорбент?

1. Дистилляция
2. Фильтрация
3. Хроматография
4. Кристаллизация

Ответ: 3

Задание 2. Как называется процесс окисления и восстановления на электродах под действием электрического тока?

1. Гидролиз
2. Электролиз
3. Гидратация
4. Диализ

Ответ: 2

Задание 3. Какой процесс описывает уравнение Аррениуса?

1. Зависимость скорости реакции от температуры
2. Растворимость газов в жидкостях
3. Электропроводность растворов
4. Осмотическое давление

Ответ: 1

Задание 4. Какие процессы относятся к химической технологии? (Выберите 3 варианта)

1. Крекинг нефти
2. Синтез аммиака
3. Получение серной кислоты
4. Титриметрия
5. Хроматография
6. Электрофорез

Ответ: 1, 2, 3

Задание 5. Какие свойства растворов изучаются в физической химии? (Выберите 3 варианта)

1. Осмотическое давление
2. Электропроводность
3. Вязкость
4. Цвет
5. Запах
6. Температура кипения

Ответ: 1, 2, 3

Задание 6. Какие законы используются в термохимии? (Выберите 3 варианта)

1. Закон Гесса
2. Закон Кирхгофа
3. Закон постоянства состава
4. Закон кратных отношений
5. Закон Авогадро
6. Закон Бойля–Мариотта

Ответ: 1, 2, 3

Задание 7. Какие методы используются для изучения строения молекул? (Выберите 3 варианта)

1. ИК-спектроскопия
2. УФ-спектроскопия
3. ЯМР-спектроскопия
4. Турбидиметрия
5. Кондуктометрия
6. Вискозиметрия

Ответ: 1, 2, 3

Задание 8. Установите соответствие между процессом и его описанием:

1. Крекинг — Разложение тяжёлых углеводородов на более лёгкие
2. Полимеризация — Соединение мономеров в полимер
3. Электролиз — Окислительно-восстановительный процесс под действием тока
4. Гидролиз — Взаимодействие вещества с водой

Задание 9. Установите соответствие между типом связи и характеристикой:

1. Ионная связь — Образуется между металлом и неметаллом
2. Ковалентная связь — Образуется общими электронными парами
3. Металлическая связь — Образуется в металлах
4. Водородная связь — Влияет на свойства воды и спиртов

Задание 10. Установите правильную последовательность стадий производства серной кислоты контактным методом:

- 1 → Получение сернистого газа
- 2 → Очистка и осушка газа
- 3 → Окисление SO_2 в SO_3 на катализаторе
- 4 → Поглощение SO_3 серной кислотой
- 5 → Получение олеума или серной кислоты

Ответ: 12345

Задание 11. Установите правильную последовательность стадий электролиза водного раствора хлорида натрия:

- 1 → Диссоциация NaCl на ионы
- 2 → Разряд ионов на электродах
- 3 → Образование продуктов электролиза
- 4 → Выделение газов и образование щёлочи

Ответ: 1234

Задание 12. Связь между атомами водорода одной молекулы и атомами сильно электроотрицательных элементов другой молекулы называется _____ связью.

Ответ: водородной

Задание 13. Процесс самопроизвольного разрушения металлов под действием окружающей среды называется _____.

Ответ: коррозией

Задание 14. Опишите методику проведения лабораторной работы по изучению электролиза растворов солей в школьном курсе химии.

Ответ: 1. Сборка установки: источник тока, электроды, электролизёр с раствором (например, CuSO_4). 2. Обсуждение теории: процессы на катоде и аноде. 3. Проведение эксперимента: включение тока, наблюдение за выделением меди на катоде и кислорода на аноде. 4.

Запись уравнений реакций. 5. Обсуждение практического применения электролиза (гальванотехника, получение металлов). 6. Выводы о связи теории с практикой.

Задание 15. Опишите, как применить знания аналитической химии для решения практической задачи по определению жёсткости воды.

Ответ: 1. Отбор пробы воды. 2. Приготовление стандартного раствора трилона Б. 3. Титрование пробы воды трилоном Б в присутствии индикатора (эриохром чёрный Т). 4. Расчёт жёсткости по формуле: $J = (V_1 \cdot C \cdot 1000) / V_2$, где V_1 — объём трилона, C — его концентрация, V_2 — объём пробы. 5. Интерпретация результатов: сравнение с нормативами, предложение методов умягчения.

7 ПЕРЕЧЕНЬ ИНФОРМАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ, ИСПОЛЬЗУЕМЫХ В ПРОЦЕССЕ ОБУЧЕНИЯ

Информационные технологии – обучение в электронной образовательной среде с целью расширения доступа к образовательным ресурсам, увеличения контактного взаимодействия с преподавателем, построения индивидуальных траекторий подготовки, объективного контроля и мониторинга знаний студентов.

В образовательном процессе по дисциплине используются следующие информационные технологии, являющиеся компонентами Электронной информационно-образовательной среды БГПУ:

- Система электронного обучения ФГБОУ ВО «БГПУ»;
- Система тестирования на основе единого портала «Интернет-тестирования в сфере образования www.i-exam.ru»;
- Электронные библиотечные системы;
- Мультимедийное сопровождение лекций и практических занятий.

8 ОСОБЕННОСТИ ИЗУЧЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ ИНВАЛИДАМИ И ЛИЦАМИ С ОГРАНИЧЕННЫМИ ВОЗМОЖНОСТЯМИ ЗДОРОВЬЯ

При обучении лиц с ограниченными возможностями здоровья применяются адаптивные образовательные технологии в соответствии с условиями, изложенными в разделе «Особенности реализации образовательной программы для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья» основной образовательной программы (использование специальных учебных пособий и дидактических материалов, специальных технических средств обучения коллективного и индивидуального пользования, предоставление услуг ассистента (помощника), оказывающего обучающимся необходимую техническую помощь и т. п.) с учётом индивидуальных особенностей обучающихся.

9 СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ И ИНФОРМАЦИОННЫХ РЕСУРСОВ

9.1 Литература

Основная литература

1. Ардашникова, Е.И. Сборник задач по неорганической химии: учеб. пособие / Е.И. Ардашникова, Г.Н. Мазо, М.Е. Тамм ; под ред. Ю.Д. Третьякова. – М. : Академия, 2008. – 207 с. (20 экз.)
2. Ахметов, Н.С. Азизова, М.К., Бадыгина Л.И. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: учебное пособие / Н.С. Ахметов. – 6-е изд., испр. – М. : Лань, 2014. – 368 с. (10 экз.)
3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие для студ. вузов / Н. Л. Глинка ; под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. – стер. изд. – М. : Интеграл-Пресс, 2011. – 240 с. (16 экз.)

Дополнительная литература

1. Фролов, В.И. Практикум по общей и неорганической химии: учеб.пособие для студ. вузов, обучающихся по направлению «Металлургия», «Химическая технология и биотехнология» / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымова ; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова. – 2-е изд., перераб., доп. – М. : Дрофа, 2002. – 301 с. (31 экз.).

2. Артеменко, А.И. Справочное руководство по химии / А.И. Артеменко, И.В. Тикунова, В.А. Малеванный. – 2-е изд., перераб. и доп. – М. :Высш. шк., 2003. – 366 с. (27 экз.).

3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие для студ. нехим. спец. вузов / под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – 26-е изд., стереотип. – Л. : Химия, 1988. – 272 с. (15 экз.).

4. Ерыгин, Д.П. Методика решения задач по химии: учеб.пособие для студ. пед. ин-тов по биол. и хим. спец. / Д.П. Ерыгин, Е.А. Шишкин. – М. : Просвещение, 1989. – 176 с. (15 экз.).

5. Корсак, Г.И. Экспериментальные задачи по химии [Text] / Корсак Г.И. - Минск : Нар.асвета, 1981. - 112 с. – 15 к. р. (7 экз.).

6. Кудрявцев, А. А. Составление химических уравнений : учеб. пособие для тех. вузов / А. А. Кудрявцев. - 7-е изд., перераб. и доп. - Мн. : Высш. шк.-А, 2009. - 319, [1] с. : ил. (19 экз.).

7. Лидин, Р.А. Неорганическая химия в реакциях: справочник / Р.А. Лидин, В.А. Молочко, Л.Л. Андреева. – 2-е изд., перераб., доп. – М. : Дрофа, 2007. – 637 с. (5 экз.).

9.2 Базы данных и информационно-справочные системы

1. Сайт о химии <http://www.xumuk.ru/>

2. Каталог образовательных интернет-ресурсов <http://www.edu.ru>

3. Популярная библиотека химических элементов
<https://web.archive.org/web/20161021151915/http://n-t.ru/ri/ps/>

4. Электронная библиотека по химии МГУ <http://www.chem.msu.su/rus/elibrary/>

9.3 Электронно-библиотечные ресурсы

1. Polpred.com Обзор СМИ/Справочник [http:// polpred.com/news](http://polpred.com/news).

2. ЭБС «Юрайт» <https://urait.ru/>.

10 МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ БАЗА

Для проведения занятий лекционного и практического типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации используются аудитории, оснащённые учебной мебелью, аудиторной доской, компьютером(рами) с установленным лицензионным специализированным программным обеспечением, коммутатором для выхода в электронно-библиотечную систему и электронную информационно-образовательную среду БГПУ, мультимедийными проекторами, экспозиционными экранами, учебно-наглядными пособиями (таблицы, мультимедийные презентации). Для проведения практических занятий также используется:

Ауд. 103 «А». Учебная лаборатория неорганической химии, которая оснащена следующим оборудованием:

- Комплект аудиторной мебели
- Аудиторная доска
- Компьютер с установленным лицензионным специализированным программным обеспечением (2 шт.)
- Принтер (1 шт.)
- Компьютер с установленным лицензионным специализированным программным обеспечением
- Мультимедийный проектор (1 шт.)
- Экспозиционный экран (навесной) (1 шт.)
- Стол лабораторный (3 шт.)
- Сушильный шкаф

- Весы ЕК-410 (технические)
- Штативы для пробирок, нагревательные приборы, лабораторная посуда
- Химические реактивы по тематике лабораторных работ
- Учебно-наглядные пособия - слайды, таблицы, мультимедийные презентации по дисциплине.

Самостоятельная работа студентов организуется в аудиториях оснащенных компьютерной техникой с выходом в электронную информационно-образовательную среду вуза, в специализированных лабораториях по дисциплине, а также в залах доступа в локальную сеть БГПУ, в лаборатории психолого-педагогических исследований и др.

Используемое программное обеспечение: Microsoft®WINEDUpervDVC AllLng Upgrade/SoftwareAssurancePack Academic OLV 1License LevelE Platform 1Year; Microsoft®OfficeProPlusEducation AllLng License/SoftwareAssurancePack Academic OLV 1License LevelE Platform 1Year; Dr.Web Security Suite; Java Runtime Environment; Calculate Linux.

Разработчик: Егорова И.В., доктор химических наук, профессор кафедры химии.

11 ЛИСТ ИЗМЕНЕНИЙ И ДОПОЛНЕНИЙ

Утверждение изменений и дополнений в РПД для реализации в 2026/2027 уч. г.

Рабочая программа дисциплины пересмотрена, обсуждена и одобрена для реализации в 2026/2027 учебном году на заседании кафедры (протокол № ____ от ____ 2026 г.). В РПД внесены следующие изменения и дополнения:

№ изменения:	
№ страницы с изменением:	
Исключить:	Включить: