Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Щёкина Вера Витальевна
Должность: Ректор
Дата подписания: 07.06.2023 08:09:33
Уникальный программный ключ:
a2232a55157e578551a8999b1190892af53989420420336ffbf573a434e57789

	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
«25» мая 2022 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 № 8 от «25» мая 2022 г.)

Благовещенск 2022

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 41
7 ПЕРЕЧЕНЬ ИНФОРМАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ, ИСПОЛЬЗУЕМЫХ В ПРОЦЕССЕ ОБУЧЕНИЯ 58
8 ОСОБЕННОСТИ ИЗУЧЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ ИНВАЛИДАМИ И ЛИЦАМИ С ОГРАНИЧЕННЫМИ ВОЗМОЖНОСТЯМИ ЗДОРОВЬЯ 59
9 СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ И ИНФОРМАЦИОННЫХ РЕСУРСОВ 59
10 МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ БАЗА 60
11 ЛИСТ ИЗМЕНЕНИЙ И ДОПОЛНЕНИЙ 61

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		Самостоятельная 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 состояния 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 уравнению с использованием масс и объемов	5	2	2	1
3.3	Основные типы расчетных задач. Расчеты 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 раствора	3	2		1
4.2	Растворы. Растворимость	1			1
4.3	Растворы. Задачи на определение формулы 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 неизвестное 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 (р-ра)= m (К) + m (H_2O)- m (H_2).

2. Вычисляем значение масс КОН и H_2:

X г m_1 m_2

$$2\,K + 2\,H_2O = 2\,KOH + H_2\uparrow$$

2 моль 2 моль 1 моль

(2 · 39) г (2 · 56) г 2 г

$$m_1 = \frac{2\cdot 56\cdot x}{2\cdot 39} = 1{,}435\cdot x$$

$m_2 = 0{,}026\cdot x$

m (р-ра) = $x + 300 - 0{,}026\cdot x$.

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

т.е. $\omega\%\ (KOH) = 0{,}15 = \dfrac{1{,}435\cdot x}{x+300-0{,}026\cdot x}$; x = 34,937 г ≈ 34,94 г.

Ответ: m (К) = 34,94 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 моль K_2O – 2 моль КОН. Тогда $\dfrac{x}{94} = \dfrac{m_1}{2\cdot 56}$; $m_1 = \dfrac{112x}{94}$.

В 350 г 7,9%-ного раствора КОН содержится 350 · 0,079 = 27,65 г КОН.

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

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

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 (Me) – молярная масса металла и n - его степень окисления. Реакции оксида металла с серной кислотой отвечает уравнение: $Me_2O_n + n\,H_2SO_4 = Me_2(SO_4)_n + n\,H_2O$

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

$n\cdot\nu\ Me_2(SO_4)_n = \nu\ (H_2O)$, или

$$n\cdot\frac{m(Me_2(SO_4)_n)}{M(Me_2(SO_4)_n)}=\frac{m(H_2O)}{M(H_2O)}$$, т.е.

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

откуда M (Me) = 17,32 ·n. Решение имеет смысл при n = 3 и M (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 Δm_1 = 0,210 г; Δm_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 |ΔM| = (15 –12)/1,44 = 10 – 8. Отсюда можно вычислить, в каких пределах находится молярная масса неизвестного газа X:

M_1(max) = 32 – 8 = 24; M_2 (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 $M_{ср.}$. Тогда можно составить систему: $m_0 + n\cdot M_{ср.} = a$

$m_0 + n\cdot 44 = b$

$m_0 + n\cdot x = c$

Вычитаем из второго уравнения первое и третье:

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

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

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

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

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

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°С 200 г насыщенного при 95 °С раствора сульфата меди? Растворимость сульфата меди при 95°С составляет 40 г, при 30 °С – 20 г на 100 г раствора.

Решение:

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

100 г – 40 г

200 г – x

$x = 80$ г;

Воды содержится 200 – 80 = 120 (г).

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

160 г $CuSO_4$ связывают 90 г H_2O

yг – a г H_2O

$a = 0{,}56 \cdot y$

Данная пропорция составлена на основе того, что молярная масса кристаллогидрата: М ($CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$) = 160 + 90 = 250 (г/моль).

При 30°С в растворе остается (80 – y) г сульфата меди и

(120 – 0,56 $\cdot y$) г воды.

По условию при 30°С в 100 г содержится 20 г сульфата меди,

т.е. 80 г воды приходится на 20 г соли.

Составим пропорцию:

80 г воды - 20 г $CuSO_4$

120 – 0,56 $\cdot y$ - (80 – y)

$y = 58{,}18$.

В перерасчете на кристаллогидрат получим:

250 г содержат 160 г $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$

b – 58,18 г

$b = 90{,}9$.

Ответ: масса $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$ 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 $FeCl_3 \cdot 6\ H_2O$

y - количество моль H_2O

M ($FeCl_3 \cdot 6\ H_2O$) = 270,5 г/моль.

Масса x моль $FeCl_3 \cdot 6\ H_2O$ равна $270{,}5 \cdot x$ (г),

а масса yмоль составляет $18y$ (г).

Составим пропорцию:

270,5 $FeCl_3 \cdot 6\ H_2O$ 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:

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

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

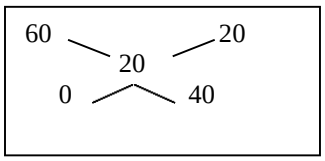
$$y : x = 30 : 1$$

Способ 2.

Эту задачу можно решить, используя квадрат Пирсона.

Определим массовую долю $FeCl_3$ в $FeCl_3 \cdot 6\ H_2O$

$$\omega\%\ (FeCl_3) = \frac{162{,}5}{270{,}5} \cdot 100\% = 60\%.$$



На 20 г $FeCl_3 \cdot 6\ H_2O$ 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 гx_1 x_2

$$HCl + KOH = KCl + H_2O$$

1 моль 1 моль 1 моль

36,5 г 56 г 74,5 г

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

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

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

Массовая доля соли в растворе:

ω (KCl) = 40,82/304,53 = 0,134 или 13,4%.
Ответ: ω (KCl) = 0,134.

Способ 2.

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

m_1 (р-ра) = M (HCl)/ω_1 = 36,5/0,2 = 182,5 г

m_2 (р-ра) = M (KOH)/ω_2 = 56/0,15 = 373,3

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

Ответ: ω (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 ·*x*), а масса на 1 моль: (4 + 32)/ (1 + *x*). По условию средняя молярная масса смеси составляет 5,5 · 2 = 11 (г/моль), значит,

(4 + 32 ·*x*) = 11 · (1 + *x*); *x* = 0,33 (моль).

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

ω (He) = 4/14,56 = 0,27.

Ответ: ω (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: φ (He) · M (He) + φ (O_2) · M (O_2) = 11.

4 ·*x* + 32 · (1 – *x*) = 11

x = 0,75;

n (He) = 0,75 моль,

m (He) = n·M = 3 г,

ω (He) = m (He)/11 = 3/11 = 0,27.

Ответ: ω (He) = 0,27.

Способ 3.

Пусть масса смеси составляет 100 г, а в ней *x* г He и *y* г O_2. Объем смеси составляет: (100/11) · 22,4 = 203,64 л.

Вычисляем какой объем занимают *x* г He и *y* г O_2:

V (He) = 22,4·$\frac{x}{4}$; V (O_2) = 22,4 · $\frac{y}{32}$.

Составим систему уравнений:

$x + y = 100$

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

$x = 27{,}2$.

ω (He) = 0,27.

Ответ: ω (He) = 0,27.

Практическая работа №2 (4 часа)

Тема: Газовые законы. Взаимозависимые параметры состояния газов

В нормальных условиях (при 0 ˚С и давление 1, 01325 ·10^5 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 (HGal, 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 ˚С увеличивается на 1/273,15 часть объема Vo, который газ занимал при 0 ˚С:

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

Подставив абсолютную температуру T = t + 273,15 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 $\frac{V}{T}$ = const,

или V = 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 м^3/моль = 22,414 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 $6{,}022 \cdot 10^{23}$ *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.

$$\frac{p_0V_0}{T_0} = \frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2} = \ldots = \text{const}$$

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 $\frac{p_0V_0}{T_0}$, 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) $R = 8{,}31$ $м^3 \cdot Па \cdot моль^{-1} К^{-1}$.

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

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 $p_0 = 1{,}013 \cdot 10^5$ Па = 101,3 кПа,

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

Задача 1

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

Решение:

Способ 1.

Обозначим $t_1 = 17$˚С, $T_1 = 290$ К, $p_1 = 104$ кПа, $V_1 = 480$ л.

а) нормальные условия $t_н = 0$˚С, $T_н = 273$ К, $p_н = 101{,}3$ кПа.

По уравнению состояния идеального газа: $\frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2}$

$V_н = \frac{p_1V_1T_н}{T_1p_н}$; $V_н = 104 \cdot 480 \cdot 273/(290 \cdot 101{,}3) = 463{,}9$ (л).

б) *стандартные условия t = 25 ˚С, T = 298 К, p = 101,3 кПа.*

По уравнению состояния идеального газа:

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

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

Ответ: $V_н = 463,9$ л, $V_{ст} = 506,4$ 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

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

Ответ: $1,06 \cdot 10^{-22}$ г.

Задача 3.

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

Решение:

Объем газа при нормальных условиях составит:

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

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

Где p – общее давление газовой смеси, $p_1, p_2 \ldots p_n$ – 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 $м^3$, в 1 л или в 1 мл).

Задача 4.

В закрытом сосуде вместимостью 5,6 л находится при 0˚Ссмесь, состоящая из 2,2 г CO_2, 4 г O_2, 1,2 г CH_4. Вычислите: 1) общее давление газов смеси; 2) выразите концентрацию кислорода в различных единицах; 3) парциальное давление кислорода.

Решение:

1) Объем CO_2, массой 2,2 г, равен:

$$V(CO_2) = \frac{2{,}2г \cdot 22{,}4л/моль}{44г/моль} = 1{,}12 \text{ л.}$$

Объем O_2, массой 4 г, равен:

$$V(O_2) = \frac{4г \cdot 22{,}4л/моль}{32г/моль} = 2{,}8 \text{ л.}$$

Объем CH_4, массой 1,2 г, равен:

$$V(CH_4) = \frac{1{,}2г \cdot 22{,}4л/моль}{16г/моль} = 1{,}68 \text{ л.}$$

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 O_2 в молях на литр составляет:

$$C(O_2) = \frac{2{,}8л}{22{,}4л/моль} \cdot 5{,}6 \text{ л} = 0{,}0223 \text{ (моль/л) или } 2{,}3 \text{ (ммоль/л);}$$

б – концентрация 4 кислорода в процентах по объему составляет:

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

в – концентрация кислорода в процентах по массе:

общая масса газовой смеси составляет:

$m = m(CO_2) + m(O_2) + m(CH_4)$

$$m = 2{,}2 + 4 + 1{,}2 = 7{,}4 \text{ (г); } \omega\%(O_2) = \frac{4г}{7{,}4г} \cdot 100\% = 54{,}05\%.$$

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

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

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_8, а $C_{n+1}H_{2n+4}$ это C_5H_{12}.

Ответ: C_4H_8, 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:

$O_2 + F_2 = O_2F_2$ (t>270 ˚C) $CO + F_2 = COF_2$

$Cl_2 + F_2 = 2\ ClF$ $NH_3 + 3\ F_2 = NF_3 + 3\ HF$

$ClF + F_2 = ClF_3$ $2\ ClO_2 + F_2 = 2\ ClO_2F$

$2\ NO_2 + F_2 = 2\ NO_2F$ $H_2 + F_2 = 2\ HF$

$2\ NO + 3\ F_2 = 2\ NOF_3$ $C_2H_6 + F_2 = C_2H_5F + HF$

Многие простые и сложные вещества самовозгораются во фторе не только при стандартных условиях, но даже при температуре жидкого воздуха (-190 ˚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:

$2\ NH_3 + 3\ Cl_2 = N_2 + 6\ HCl$ $NH_3 + 3\ O_2 = 2\ N_2 + 6\ H_2O$

$NO + Cl_2 = NOCl_2$ $2\ NO + O_2 = 2\ NO_2$

$H_2 + Cl_2 = 2\ HCl$ $2\ H_2 + O_2 = 2\ H_2O$

$(CN)_2 + Cl_2 = 2\ CNCl$ $2\ H_2S + O_2 = 2\ S + 2\ H_2O$

$CH_4 + Cl_2 = CH_3Cl + HCl$ $CH_4 + 2\ O_2 = CO_2 + 2\ H_2O$

$SiH_4 + 4\ Cl_2 = SiCl_4 + 4\ HCl$ $SiH_4 + 2\ O_2 = SiO_2 + 2\ H_2O$

$4\ HCl + O_2 = 2\ H_2O + 2\ Cl_2$

Хлор – один из наиболее активных химических элементов. Лишь реакция хлора с кислородом, азотом и ксеноном требует активации – УФ- облучения или электроразряда. 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):

$SO_2 + 3\ H_2 = H_2S + 2\ H_2O$ (Kt) $SO_2 + O_3 = SO_3 + O_2$

$SO_2 + 2\ CO = S + 2\ CO_2$ $SO_2 + Cl_2 = SO_2Cl_2$

$2\ NO_2 + 7\ H_2 = 2\ NH_3 + 4\ H_2O$ (Kt = Pt,Ni)

$2\ NO_2 + O_3 = N_2O_5 + O_2$

$CO + NH_3 = HCN + H_2O_{(Kt = ThO2)}$

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

$CO_2 + H_2O = H_2CO_3$ $SO_2 + NaOH = NaHSO_3$

$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$ $HCl + NH_3 = NH_4Cl$

$P_4O_{10} + 2\ H_2O = 4\ HPO_3$.

Большинство соединений претерпевает необратимое гидролитическое разложение:

$NO_2F + H_2O = HNO_3 + HF$

$COCl_2 + 2\ H_2O = H_2CO_3 + 2\ HCl$

$SiF_4 + 3\ H_2O = H_2SiO_3 + 4\ HF$

$XeOF_4 + 2\ H_2O = XeO_3 + 4\ HF$.

Взаимодействие может сопровождаться также окислительно – восстановительными процессами:

$Cl_2 + H_2O = HCl + HClO$

$2\ ClO_2 + 2\ KOH = KClO_3 + KClO_2 + H_2O$

$2\ F_2 + 2\ H_2O = 4\ HF + O_2$ $2\ NO_2 + H_2O = HNO_3 + HNO_2$

$3\ Cl_2 + 6\ NaOH = 5\ NaCl + NaClO_3 + 3\ H_2O$ (t = 70 - 80˚C).

Некоторые газы при взаимодействии с водой образуют газовые гидраты: $SO_2 \cdot 7\ H_2O$, $H_2S \cdot 6\ H_2O$, $Cl_2 \cdot 6\ H_2O$, $Ar \cdot 6\ H_2O$, $Kr \cdot 6\ H_2O$, $Xe \cdot 6\ H_2O$. 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 $2\ H_2S + 3\ O_2 = 2\ H_2O + 2\ SO_2$ 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 $м^3 H_2S$ требуется 1,5 $м^3\ O_2$ и при этом образуется 1 $м^3 H_2O$ и 1 $м^3 SO_2$.

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

$CH_4 + 2\ O_2 = CO_2 + 2\ H_2O$

$2\ H_2 + O_2 = 2\ H_2O$

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.

Тогда ϕ% (O_2) = $\frac{V(O_2)}{V(смеси)} \cdot 100\% = \frac{8}{56} \cdot 100\% = 14{,}29\%$;

ϕ% (CO_2) = $\frac{16}{56} \cdot 100\% = 28{,}57\%$; ϕ% ($N_2$) = $\frac{32}{56} \cdot 100\% = 57{,}14\%$;

Ответ: V (смеси) = 56 мл; ϕ% (CO_2) = 28,57%; ϕ% (O_2) = 14,29%; ϕ% (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 $\Delta H^0_{обр}$.

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:

$$FeCl_{3(т.)} + 3\ KOH_{(т.)} - 449{,}2\ кДж = Fe\ (OH)_{3(т.)} + 3\ KCl_{(т.)}$$

энтальпии образования соединений (в килоджоулях на моль) равны:

$\Delta H^0_{обр.}FeCl_{3(т.)} = -405{,}0$; $\Delta H^0_{обр.}\ KOH_{(т.)} = 426{,}0$; $\Delta H^0_{обр.}\ Fe(OH)_{3(т.)} = -824{,}2$; $\Delta H^0_{обр.}KC1_{(т.)} = 436{,}0$.

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

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

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 подставлении 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:

$$2\ Mg_{(т.)} + CO_{2(г.)} = 2\ MgO_{(т.)} + C_{(т.)}$$

Решение. Искомая величина — тепловой эффект реакции ΔH0 (килоджоулях на моль). Подставим в термохимическое уравнение вместо формул соединений значения их энтальпий образования:
$2 \cdot 0 - 394 + \Delta H^0 = 2(-602) + 0$, откуда $\Delta H^0 = -810$ кДж.

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

Задача 2.

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

$$As_2O_{3(т.)} + O_{2(г)} - 271\ кДж = As_2O_{5(т.)},$$

$$As_2O_{3(т.)} + 2/3\ O_{3(г.)} - 365\ кДж = As_2O_{5(т.)},$$

Решение. Искомая величина — энтальпия образования озона $\Delta H^0_{обр}$ (O_3) (в кДж на моль). Подставляя в термохимические уравнения вместо формул соединений значения их энтальпий образования, получим систему уравнений с двумя неизвестными величинами:

$\Delta H^0_{обр.}(As_2O_{3(т.)}) + O_{2(г.)} - 271$ кДж $= \Delta H^0_{обр.}(As_2O_{5(т.)})$,

$\Delta H^0_{обр.}(As_2O_{3(т)}) + 2/3\ \Delta H^0_{обр.}O_{3(г)} - 365$ кДж $= \Delta H^0_{обр.}(As_2O_{5(т)})$.

Для решения ее из левой и правой частей второго уравнения вычтем соответствующие части первого уравнения и получим:
$2/3\ \Delta H^0_{обр.}O_{3(г.)} - 94 = 0$, откуда $\Delta H^0_{обр.}O_{3(г.)} = 141$ кДж/моль.
Ответ. Энтальпия образования озона равна 141 кДж/моль.

Задача 3. Вычислить теплотворную способность 1 $м^3$ 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 $м^3$, измеренным при нормальных условиях. Составим термохимическое уравнение реакции:

$$CO_{(г.)} + 1/2O_{2(г.)} + \Delta H^0 = CO_{2(г.)}$$

подставим в это уравнение вместо формул соединений значениях их энтальпий образования, получим:
$-111 + 0 + \Delta H^0 = -394$, откуда $\Delta H^0 = 283$ кДж/моль.
Вычислим Q – количество теплоты, которая выделится при сгорании 1 $м^3$ газа, содержащего 1000/22,4 моль оксида углерода (II):
$Q = 1000/22{,}4 \cdot 283 = 12635$ (кДж).

Ответ: Теплопроводная способность оксида углерода (II) равна примерно $126 \cdot 10^2$ 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 $\Delta H^0_{обр.}(C_6H_{6\ (г.)})$.
Реакции горения бензола отвечает термохимическое уравнение

$$C_6H_{6\ (г.)} + 15/2\ O_{2(г.)} + \Delta H^0 = 6\ CO_{2(г.)} + 3\ H_2O$$

Подставим в термохимическое уравнение вместо формул соединений значения их энтальпий образования:
$\Delta H^0_{обр..}(C_6H_{6\ (г.)}) - 3305 = 6\ (-394) + 3\ (-286)$, откуда $\Delta H^0_{обр.}(C_6H_{6\ (г)}) = 83$ кДж/моль.

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

Задача 5.

Вычислить теплотворную способность газа (в кДж на $м^3$), 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 $м^3$ газа, измеренного при нормальных условиях. Составим термохимические уравнения реакций горения водорода и метана:

$$H_{2(г.)} + 1/2\ O_{2(г.)} + \Delta H^0_1 = H_2O_{(ж.)},$$
$$CH_{4(г.)} + 2\ O_{2(г.)} + \Delta H^0_2 = CO_{2(г.)} + 2H_2O_{(ж.)}.$$

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

ΔH^0_1 = -286 кДж/моль,

-75 + ΔH^0_2 = -394 + 2 (-286), откуда ΔH^0_2 = -891 кДж/моль.

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

Выразим объем газа в литрах: 1 $м^3$=1000 л, а молярный объем газа в литрах на моль: V_m = 22,4 л/моль. Тогда при сгорании 1000/22,4·0,6 моль водорода выделится 1000/22,4 ·0,6·286 кДж энергии, а при сгорании 1000/22,4·0,4 моль метана - 1000/22,4·0,4·891 кДж энергии. Следовательно, Q = 1000/22,4·0,6·286 + 1000/22,4·0,4·891 = 23570 (кДж).

Ответ. Теплотворная способность газа равна примерно $236 \cdot 10^2$ кДж/$м^3$.

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 т (в граммах).

Составим термохимические уравнения реакций горения спиртов:

$$CH_3OH_{(г.)} + 3/2\ O_{2(г.)} + \Delta H^0_1 = CO_{2(г)} + 2\ H_2O_{(ж.)},$$
$$C_2H_5OH_{(г.)} + 3\ O_{2(г.)} + \Delta H^0_2 = 2\ CO_{2(г)} + 3\ H_2O_{(ж.)}.$$

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

-201 + ΔH^0_1 = -394 + 2 (-286), откуда ΔH^0_1 = -765 кДж/моль,

-235 + ΔH^0_2 = 2 (-394) + 3 (-286), откуда ΔH^0_2 = - 1411 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:

$100/M(CH_3OH) \cdot \Delta H^0_1 = m\ (C_2H_5OH)/M\ (C_2H_5OH) \cdot \Delta H^0_2$,

или 100/32(-765) = m/46 (-1411), откуда m = 78 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:

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

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

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

$m(об.) = m(ч_1) + m(ч_2) + m(ч_3)$, а масса некоторого компонента X в целом объекте равна сумме его масс во всех частях, вместе взятых:

$m(об.) \cdot \omega(X) = m(ч_1) \cdot \omega_1(X) + m(ч_2) \cdot \omega_2(X) + m(ч_3) \cdot \omega_3(X)$.

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:

$2\ NaNO_3 = 2\ NaNO_2 + O_2$

$2\ KNO_3 = 2\ KNO_2 + O_2$.

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

$2\ Cu(NO_3)_2 = 2\ CuO + 4\ NO_2 + O_2$,

$4\ Fe(NO_3)_2 = 2\ Fe_2O_3 + 8\ NO_2 + O_2$,

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

$2\ AgNO_3 = 2\ Ag + 2\ NO_2 + O_2$,

$Hg(NO_3)_2 = Hg + 2\ NO_2 + O_2$.

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:

$NH_4NO_3 = N_2O + 2\ H_2O$

$(NH_4)_2Cr_2O_7 = N_2 + Cr_2O_3 + 4\ H_2O$

$4\ NH_4ClO_4 = 2\ Cl_2 + 2\ N_2O + 3\ O_2 + 8\ H_2O$ ($t < 300\ ^\circ C$)

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

$(NH_4)_3PO_4 = 3\ NH_3 + H_3PO_4$

$NH_4Cl = NH_3 + HCl$

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

$CaCO_3 = CaO + CO_2$ ($t \approx 400 - 500\ ^\circ C$)

$2\ NaHCO_3 = Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$ ($t \approx 50 - 150\ ^\circ C$)

$(BeOH)_2CO_3 = 2\ BeO + CO_2 + H_2O$

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

$ZnSO_4 = ZnO + SO_3$

$Ag_2SO_4 = 2\ Ag + SO_2 + O_2$

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

$2\ KHSO_3 = K_2S_2O_5 + H_2O$

$2\ KHSO_4 = K_2S_2O_7 + H_2O$

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

$4\ K_2SO_3 = 3\ K_2SO_4 + K_2S$ $\quad 3\ NaClO_2 = 2\ NaClO_3 + NaCl$

$4\ KClO_3 = 3\ KClO_4 + KCl$ ($t \approx 400\ ^\circ C$)

$2\ HfBr_3 = HfBr_4 + HfBr_2$ ($t > 300\ ^\circ C$)

$TaCl_3 = 2\ TaCl_2 + TaCl_5$ ($t \approx 500 - 600\ ^\circ C$)

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

$2\ LiOH = Li_2O + H_2O$ $\qquad 2\ VCl_4 = 2\ VCl_3 + Cl_2$

$Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$ $\qquad TiI_4 = Ti + 2\ I_2$

$PbCl_4 = PbCl_2 + Cl_2$

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

Не разлагаются все кислоты, кроме:

$H_2ЭO_3 = ЭO_2 + H_2O$, где Э = C, Si, S.

$2\ HNO_2 = NO + NO_2 + H_2O$

$4\ HNO_3 = 4\ NO_2 + O_2 + 2\ H_2O$

$HCOOH = CO + H_2O$

$H_2C_2O_4 = CO_2 + CO + H_2O$

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.

$2\ Ca(NO_3)_2 = 2\ CaO + 4\ NO_2 + O_2$

$2\ Ba(NO_3)_2 = 2\ BaO + 4\ NO_2 + O_2$

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

$m\ [Ca(NO_3)_2] = x$ (г),

$m\ [Ba(NO_3)_2] = (3 - x)$ (г).

Массовая доля элемента (N) в соединении $Ca(NO_3)_2$ равна отношению массы данного элемента к массе соединения. Зная, что $m = n \cdot M$, получим:

$$\omega\ (N) = n\ (N) \cdot \frac{M(N)}{n[Ca(NO_3)_2]} \cdot M\ [(Ca(NO_3)_2].$$

Массу азота в нитрате кальция вычисляем, умножив массу $Ca(NO_3)_2$ на массовую долю азота в нем: $m\ [Ca(NO_3)_2] \cdot n\ (N) \cdot \frac{M(N)}{M[Ca(NO_3)_2]}$. 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):

$$m\ [Ca(NO_3)_2] \cdot n\ (N) \cdot \frac{M(N)}{M[Ca(NO_3)_2]} + m\ [Ba(NO_3)_2] \cdot n\ (N) \cdot \frac{M(N)}{M[Ba(NO_3)_2]} = m\ (NO_2) \cdot \frac{M(N)}{M(NO_2)}$$

;

$$m\ (NO_2) = \frac{V(NO_2)}{V_m \cdot M(NO_2)} = \frac{0,7}{22,4} \cdot 46 = 1,437\ (г).$$

Подставляя числовые выражения, получим:

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

Ответ: m [$Ca(NO_3)_2$] = 1,82 (г); m [$Ba(NO_3)_2$] = 1,2 (г);
ω% [$Ca(NO_3)_2$] = 60,66%; ω% [$Ba(NO_3)_2$] = 39,34%.

Способ 2.

x г y л

$2\ Ca(NO_3)_2 = 2\ CaO + 4\ NO_2 + O_2$ (1)

2 моль 4 моль

328 г 89,6 л

$2\ Ba(NO_3)_2 = 2\ BaO + 4\ NO_2 + O_2$ (2)

2 моль 4 моль

522 г 89,6 л

Обозначим массу нитрата кальция в смеси - x (г), а объем кислорода, выделившегося при его разложении y (л), тогда масса нитрата бария $(3 - x)$ г, а объем кислорода образовавшегося по (2) составляет $(0,7 - y)$ 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 [$Ca(NO_3)_2$] = 1,82 (г); m [$Ba(NO_3)_2$]= 1,18 (г).

ω% [$Ca(NO_3)_2$]= 60,66%; ω% [$Ba(NO_3)_2$]= 39,34%.

Способ 3.

$$n\ (NO_2) = \frac{0,7}{22,4} = 0,031 \text{ моль.}$$

Пусть n (NO_2), выделившегося при разложении нитрата кальция равно x моль, тогда n (NO_2), выделившегося при разложении нитрата бария равно $(0,031 - x)$ моль.

m [$Ca(NO_3)_2$] = n [$Ca(NO_3)_2$] · M [$Ca(NO_3)_2$] = $\frac{1}{2}$ n (NO_2) · M [$Ca(NO_3)_2$] = ½ x · 164 = 82 · x (г)

m [$Ba(NO_3)_2$] = $\frac{1}{2}$ n (NO_2) · M [$Ba(NO_3)_2$] = $\frac{(0,031 - x)}{2} \cdot 261$ (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 [$Ca(NO_3)_2$] = 1,82 (г);

m [$Ba(NO_3)_2$] = 1,18 (г);

$$\omega\%\ [Ca(NO_3)_2] = \frac{1,8}{3} = 0,6066 = 60,66\%;$$

$$\omega\%\ [Ba(NO_3)_2] = \frac{1,18}{3} = 0,3934 = 39,34\%.$$

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:

$$\begin{array}{lcl} & x\ г & y\ л \\ 2\ NaNO_3 = & 2\ NaNO_2 + O_2 & (1) \\ & 2\ моль & 1\ моль \\ & 170\ г & 22{,}4\ л \\ 2\ KNO_3 = & 2\ KNO_2 + O_2 & (2) \\ & 2\ моль & 1\ моль \\ & 202\ г & 22{,}4\ л \end{array}$$

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 $x = 34$; $m\ (NaNO_3) = 34$,
следовательно $m\ (KNO_3) = 54{,}2 - 34 = 20{,}2$ (г).
Ответ: $m\ (NaNO_3) = 34$ г, $m\ (KNO_3) = 20{,}2$ г.

Способ 2.

$2\ NaNO_3 = 2\ NaNO_2 + O_2$ (1)
$2\ KNO_3 = 2\ KNO_2 + O_2$ (2)

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

$$n\ (O_2) = \frac{6{,}72 л}{22{,}4 л/моль} = 0{,}3\ моль.$$

Пусть $n\ (O_2)$, образовавшегося в (1) равно x моль, тогда $n\ (O_2)$, образовавшегося во (2) равно $(0{,}3 - x)$ моль.
Масса нитрата натрия в смеси составляет:

$m\ (NaNO_3) = n \cdot M\ (NaNO_3)$.

$M\ (NaNO_3) = x \cdot 85$ (г);
соответственно $m\ (KNO_3) = 2 \cdot (0{,}3 - x) \cdot 101$ (г).

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

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

$x = 0{,}2$;

$m\ (NaNO_3) = 2 \cdot 0{,}2 \cdot 85 = 34$ (г);

$m\ (KNO_3) = 2 \cdot (0{,}3 - 0{,}2) \cdot 101 = 20{,}2$ (г) или

$m\ (KNO_3) = 54{,}2 - 34 = 20{,}2$ (г).

Ответ: $m\ (NaNO_3) = 34$ (г); $m\ (KNO_3) = 20{,}2$ (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:

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

$x = 34$ (г)

m ($NaNO_3$) = 34 (г); m (KNO_3) = 20,2 (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:

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

Составим уравнение реакции нейтрализации:

$2\ NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2\ H_2O$

$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$

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:

$x + y = 13,45$

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

$x = 9,81$; m (H_2SO_4) =9,81 г;

$y = 3,64$; m (HCl) = 3,64 г.

Ответ: m (H_2SO_4) = 9,81 г, m (HCl) = 3,64 г.

Способ 2.

n (NaOH) = $C_м \cdot V$; n (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 (H_2SO_4) = ½ n (NaOH) = ½ $\cdot x$ моль; масса серной кислоты: m (H_2SO_4) = $(½ \cdot x \cdot 98)$ г = $(49 \cdot x)$ г;

n (HCl) = n (NaOH) = $(0,3 - x)$ моль; m (HCl) = $(0,3 - x) \cdot 36,5 = 13,45$ (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 (H_2SO_4) = 9,81 г, m (HCl) = 3,64 г.

Ответ: m (H_2SO_4) =9,81 г, m (HCl) = 3,64 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 обращаются 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 диамминсеребра (+1), происходит поглощение ацетилена и выпадает серый осадок диацетиленида серебра, который можно отделить фильтрованием:

$HC{\equiv}CH + 2\ [Ag(NH_3)_2]OH \rightarrow AgC{\equiv}CAg\downarrow + 4\ NH_3 + 2\ H_2O$

При действии на осадок соляной кислотой выделяется исходный ацетилен:

$AgC{\equiv}CAg + 2\ HCl \rightarrow HC{\equiv}CH + 2\ AgCl$

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:

$H_2C{=}CH_2 + H_2SO_4 \rightarrow CH_3 - CH_2 - OSO_3H$

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

$CH_3 - CH_2 - OSO_3H \rightarrow H_2C{=}CH_2 + H_2SO_4$

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:

$CH_3{-}CH_2{-}C(O)H + NaHSO_3 \rightarrow CH_3{-}CH_2{-}CH(OH)SO_3Na\downarrow$

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

$CH_3{-}CH_2{-}CH(OH)SO_3Na\downarrow + NaOH \rightarrow CH_3{-}CH_2{-}C(O)H + Na_2SO_3$

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 $Na_2SO_4{\cdot}10H_2O$, 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:

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

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

В 513,2 г насыщенного раствора сульфата натрия при 80 °С будет m (Na_2SO_4) = 513,2 г· 0,2206 = 113,2 г. При охлаждении этого раствора до 10 °С из него выпадет x г $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$. Учитывая, что массовая доля соли в кристаллогидрате равна

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

этот процесс можно выразить следующим соотношением:

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

Решение этого уравнения дает x = 197,6 г.

Ответ: при охлаждении выпадет 197,6 г $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$.

Рассмотрим еще один тип задач на кристаллизацию кристаллогидратов:

Задача 2. Хлорид железа(III) образует три кристаллогидрата: $FeCl_3 \cdot 3{,}5H_2O$, $FeCl_3 \cdot 2{,}5H_2O$ и $FeCl_3 \cdot 2H_2O$. 128,1 г смеси $FeCl_3 \cdot 3{,}5H_2O$ и $FeCl_3 \cdot 2{,}5H_2O$, 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 $FeCl_3 \cdot 3{,}5H_2O$ в исходной смеси через x, а число молей $FeCl_3 \cdot 2{,}5H_2O$ – через y. Тогда получаем систему уравнений:

$$225{,}5\ x + 207{,}5\ y = 128{,}1,$$

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

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

Масса безводной соли в системе составляет m($FeCl_3$) = 0,6 · 162,5 = 97,5 г.

После испарения части воды в системе остается масса, равная

$$M\ (H_2O) = 128{,}1 - 97{,}5 - 5{,}4 = 25{,}2\ г\ или$$

$$\upsilon(H_2O) = 25{,}2\ /18 = 1{,}4\ моль.$$

При этом на 1 моль соли приходится n = 1,4 / 0,6 = 2,333 моль H_2O.

Следовательно, после испарения 5,4 г воды и охлаждения система состоит из $FeCl_3 \cdot 2{,}5H_2O$ и $FeCl_3 \cdot 2H_2O$ (2,5 > 2,333 > 2).

Обозначим число молей $FeCl_3 \cdot 2{,}5H_2O$ в системе после охлаждения через z, а число молей $FeCl_3 \cdot 2H_2O$ – через u. Тогда получаем систему уравнений:

$$2{,}5\ z + 2\ u = 1{,}4,$$

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

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

Ответ: Конечная масса смеси кристаллогидратов равна 128,1·2 H_2O доставляет 0,2 · 198,5 = 39,7 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 $MnSO_4 \cdot n\ H_2O$, где *n*- искомая величина.

Составим уравнение, учитывая, что массовая доля марганца в кристаллогидрате равна отношению молярных масс марганца и данного кристаллогидрата:

$$\omega\ (Mn) = M\ (Mn)\ /\ M\ (MnSO_4 \cdot n\ H_2O)$$

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 – $MnSO_4 \cdot 3\ H_2O$

Задача 4.

Кристаллогидрат сульфата магния $MgSO_4 \cdot 7\ H_2O$ 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 $MgSO_4 \cdot n\ H_2O$. Искомая величина *n* – число молей воды в 1 моль кристаллогидрата, образовавшегося после выветривания. Массовая доля сульфата магния в исходном кристаллогидрате составляет:

$\omega\ (MgSO_4) = M\ (MgSO_4) / M\ (MgSO_4 \cdot 7\ H_2O) = 120 / (120 + 7 \cdot 18)$,

а в результате потери воды:

$\omega\ (MgSO_4) = M\ (MgSO_4) / M\ (MgSO_4 \cdot n\ H_2O) = 120 / (120 + 18n)$,

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

Зная, что $m\ (MgSO_4) = m\ (соли) \cdot \omega\ (MgSO_4)$, запишем уравнение:

$m\ (MgSO_4 \cdot 7\ H_2O) \cdot \omega_1\ (MgSO_4) = m\ (MgSO_4 \cdot n\ H_2O) \cdot \omega_2\ (MgSO_4)$,

или $250 \cdot 120 / (120 + 7 \cdot 18) = 200 \cdot 120 / (120 + 18\ n)$, 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 $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$ и железного купороса $FeSO_4 \cdot 5\ H_2O$, составляет 40%. Вычислить массовую долю медного купороса в смеси.

Решение. Искомая величина - массовая доля медного купороса в смеси $\omega\ (CuSO_4 \cdot 5\ H_2O)$.

Рассматриваемым объектом является смесь, которая состоит из двух частей - медного и железного купороса. В смеси массой m содержится медный купорос массой $m \cdot \omega\ (CuSO_4 \cdot 5\ H_2O)$, а остальное, т. е. $m - m \cdot \omega\ (CuSO_4 \cdot 5\ H_2O)$, 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:

$m \cdot \omega\ (H_2O) = m\ (CuSO_4 \cdot 5\ H_2O) \cdot \omega_1\ (H_2O) + m\ (FeSO_4 \cdot 5\ H_2O) \cdot \omega_2\ (H_2O)$

или

$m \cdot \omega\ (H_2O) = m\ (CuSO_4 \cdot 5\ H_2O) \cdot 5M\ (H_2O) / M\ (CuSO_4 \cdot 5\ H_2O) + m\ (FeSO_4 \cdot 5\ H_2O) \cdot 7\ M\ (H_2O) / M\ (FeSO_4 \cdot 5\ H_2O)$

Подставляя числовые значения и обозначая искомую величину $\omega\ (CuSO_4 \cdot 5\ H_2O)$ 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.

$m(смеси) = m\ \omega\ (CuSO_4 \cdot 5\ H_2O) = x\ \omega\ (H_2O) = 0{,}4$

$m\ (CuSO_4 \cdot 5\ H_2O) = m \cdot x$

$\omega_1\ (H_2O) = 5\ M\ (H_2O) / M\ (CuSO_4 \cdot 5\ H_2O)$

$m\ (FeSO_4 \cdot 5\ H_2O) = m - m \cdot x$

$\omega_2\ (H_2O) = 7\ M\ (H_2O) / M\ (FeSO_4 \cdot 5\ H_2O)$

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

ω (HCI) = 5% (0,05) (5 г кислоты и 95 г воды);

б) объемная доля

φ (HCI) = 5% (0,05) (5 мл кислоты и 95 мл воды);

в) молярная доля

χ (HCI) = 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 (HCI) или C_M (HCI) = 2 моль/л

(73 г HCI 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: $N_2 = n_1/n_1 + n_2$.

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

$C_{Мл} = n/m \cdot 1000$, где

n - количество вещества, m - масса растворителя.

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

Нормальная концентрация раствора $C_н$ – 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.

$C_н = m/m_э \cdot V$, где

m – масса растворенного вещества, г;

$m_э$ – эквивалентная масса вещества , г/моль;

V – объем раствора, л;

Эквивалент элемента – количество вещества, моль.

Э = 1/В, где В – валентность элемента.

Например, эквивалент серы в оксиде серы (IV) SO_2 Э (S) = ¼.

Масса одного эквивалента элемента равна:

$m_э = M \cdot Э$ или $m_э = M/B$.

Например, для серы в оксиде серы (IV) $m_э$ = 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 уравняйте их.

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

а) в кислой и нейтральной среде

$H_2O \rightarrow O^{2-} + 2\ H^+$

б) в щелочной

$2\ OH^- \rightarrow O^{2-} + H_2O$

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

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

а) в кислой среде

$O^{2-} + 2\ H^+ \rightarrow H_2O$

б) в щелочной и нейтральной

$O^{2-} + H_2O \rightarrow 2\ OH^-$

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

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

Например: $Fe^{3+} + e \rightarrow Fe^{2+}$ или $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e$

$I_2 + 2e \rightarrow 2\ I^-$ или $2\ I^- \rightarrow I_2 + 2e$

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.

$C_2H_5OH + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow CH_3C(O)H + K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$

$C_2H_6O \rightarrow C_2H_4O + 2\ H^+ + 2e$ | 3

\+

$Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6e \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$ | 1

$3\ C_2H_6O + Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ \rightarrow 3\ C_2H_4O + 6\ H^+ + 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$

$3\ C_2H_6O + Cr_2O_7^{2-} + 8\ H^+ \rightarrow 3\ C_2H_4O + 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$

$2\ K^+$ $4\ SO_4^{2-}$ $2\ K^+$ $4\ SO_4^{2-}$

$3\ C_2H_5OH + K_2Cr_2O_7 + 4\ H_2SO_4 \rightarrow 3\ CH_3C(O)H + K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 7\ H_2O$

Задача 2.

Напишите уравнение реакции окисления пропилена перманганатом калия в щелочной среде.

$CH_3{-}CH{=}CH_2 + KMnO_4 + KOH \rightarrow H_3{-}CH(OH){-}CH_2(OH) + K_2MnO_4$

$C_3H_6 + 2\ OH^- \rightarrow C_3H_6(OH)_2 + 2e$ | 1

\+

$MnO_4^- + e \rightarrow MnO_4^{2-}$ | 2

$C_3H_6 + 2\ OH^- + 2\ MnO_4^- \rightarrow C_3H_6(OH)_2 + 2\ MnO_4^{2-}$

$2\ K^+$ $2\ K^+$ $4\ K^+$

$C_3H_6 + 2\ KMnO_4 + 2\ KOH \rightarrow C_3H_6(OH)_2 + K_2MnO_4$

Задача 3.

Напишите уравнение реакции окисления глюкозы перманганатом калия в кислой среде.

$C_6H_{12}O_6 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow CO_2 + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$

$C_6H_{12}O_6 + 6\ H_2O \rightarrow 6\ CO_2 + 24\ H^+ + 24e$ | 5

\+

$MnO_4^- + 8\ H^+ + 5e \rightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O$ | 24

$5\ C_6H_{12}O_6 + 30\ H_2O + 24\ MnO_4^- + 192\ H^+ \rightarrow 30\ CO_2 + 120\ H^+$
$+ 24\ Mn^{2+} + 96\ H_2O$

$5\ C_6H_{12}O_6 + 24\ MnO_4^- + 72\ H^+ \rightarrow 30\ CO_2 + 24\ Mn^{2+} + 66\ H_2O$

$5\ C_6H_{12}O_6 + 24\ KMnO_4 + 36\ H_2SO_4 \rightarrow 30\ CO_2 + 12\ K_2SO_4 +$
$+ 24\ MnSO_4 + 66\ H_2O$

Задача 4.

Напишите уравнение реакции окисления ацетилена перманганатом калия в нейтральной среде.

$C_2H_2 + KMnO_4 + H_2O \rightarrow HOOC{-}COOH + MnO_2 + KOH$

$C_2H_2 + 4\ H_2O \rightarrow C_2H_2O_4 + 8\ H^+ + 8e$ | 3
+
$\underline{MnO_4^- + 2\ H_2O + 3e \rightarrow MnO_2 + 4\ OH^-}$ | 8

$3\ C_2H_2 + 12\ H_2O + 8\ MnO_4^- + 16\ H_2O \rightarrow 3\ C_2H_2O_4\ 24\ H^+ +$
$8\ MnO_2 + 32\ OH^-$

$3\ C_2H_2 + 4\ H_2O + 8\ MnO_4^- \rightarrow 3\ C_2H_2O_4 + 8\ MnO_2 + 8\ OH^-$

$3\ C_2H_2 + 8\ KMnO_4 + 4\ H_2O \rightarrow 3\ HOOC{-}COOH + 8\ MnO_2 + 8\ KOH$

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

Задача 5.

Напишите уравнение реакции получения йодоформа.

$C^{-3}H_3{-}C^{-1}H_2{-}OH + I_2^0 + NaOH \rightarrow C^{+2}HI_3^{-1} + HC^{+2}OONa + NaI^{-1} + H_2O$

$C^{3-} \rightarrow C^{2+} + 5e$ | 1
$C^{1-} \rightarrow C^{2+} + 3e$ |
$I_2^0 + 2e \rightarrow 2\ I^{1-}$ | 4

$CH_3{-}CH_2{-}OH + 4\ I_2 + 6\ NaOH \rightarrow CHI_3 + HCOONa + 5\ NaI + 5\ H_2O$

Задача 6.

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

$HCOOH + CrO_3 \rightarrow CO_2 + H_2O + Cr_2O_3$

$C^{2+} \rightarrow C^{4+} + 2e$ | 3
$Cr^{6+} + 3e \rightarrow Cr^{3+}$ | 2

$3\ HCOOH + 2\ CrO_3 \rightarrow 3\ CO_2 + 3\ H_2O + Cr_2O_3$

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 Aq, 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 Aq требуется 1 моль электронов). Более точно это число составляет 96485 Кл/моль$^{-1}$ и названо *числом Фарадея*.

Законы Фарадея могут быть выражены объединенным уравнением:

$m\ (X) = I \cdot t \cdot Мэ\ (X)/F,$

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

I – сила тока, А;

t – время, с;

F – постоянная Фарадея;

Мэ (X) – эквивалентная масса вещества X,

Мэ (X) = M(X)/n, 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 · t = 96500 Кл, то m (X) = Мэ (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 · t = 1 Кл, то m (X) = Мэ (X)/F. Отношение Мэ (X)/F (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 окисливших на анодах, пропорциональны молярным массам их эквивалентов.

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

$CI^- \rightarrow CI + e$

$SO_4^{2-} \rightarrow SO_2\uparrow + O_2\uparrow + 2e$

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

$Pb^{2+} + 2e \rightarrow Pb$

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

$4\ H_2O + 4e \rightarrow 2\ H_2\uparrow + 4\ OH^-$

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

$2\ H_2O \rightarrow 4\ H^+ + O_2\uparrow + 4e$

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

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

K^+, Ca^{2+}, Na^+, Mq^{2+}, Al^{3+}, Zn^{2+}, Fe^{3+}, Sn^{2+}, Pb^{2+}, H^+, Cu^{2+}, Aq^+, Au^{3+}

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

$2\ H_2O \rightarrow 2\ H_2\uparrow + O_2\uparrow$ образуются водород и кислород.

Выделение кислорода происходит на аноде:

$A(+)\ \ 2\ H_2O \rightarrow 4\ H^+ + O_2\uparrow + 4e$

Определяем массу кислорода.

Масса эквивалента кислорода $Мэ\ (O_2) = M\ (O_2)/n = 32/4 = 8$ (г/моль).

Подставляем значение в формулу:

$m\ (O_2) = 1{,}5 \cdot 600 \cdot 8/96500 = 0{,}075$ (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:

$2\ CH_3COOH \rightarrow CH_3\text{-}CH_3 + 2\ CO_2 + H_2$

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

$m\ (CO_2) = 5.5$ г

$n\ (CO_2) = 5{,}5/44 = 0{,}125$ (моль)

$n\ (C_2H_6) = 2n\ (CO_2) = 0{,}25$ (моль)

$V\ (C_2H_6) = n\ (C_2H_6) \cdot 22.4$ л/моль $= 5{,}6$ 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:

$2\ KCl + 2\ H_2O = 2\ KOH + H_2\uparrow + Cl_2\uparrow$

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

$n\ (KCl) = 85{,}675 : 74{,}5 = 1{,}15$ (моль)

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

Через раствор пропущено: $Q = I \cdot t = 1\ A \cdot 375\ c = 14475$ Кл (кулонов).

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

$n = 14475 : 96500 = 0{,}15$ (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 (Мэ = 64 : 2 = 32), т.е. 1,6 : 32 = 0,05 (г-экв) необходимо $0{,}05 \cdot 96500 = 4825$ Кл.

Сила тока, прошедшего через электролизер:

$I = Q/t = 4825/45 \cdot 60 = 1,787$ 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 г-экв/л, т.е. $C_н(CuSO_4) = 0,55$ 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 ^{0}С, а давление 750 мм рт.ст.?

Решение:

$2\ KI + 2\ H_2O = H_2 + 2\ KOH + I_2$ (1)

Образующийся йод оттитрован $Na_2S_2O_3$ (2)

$I_2 + 2\ Na_2S_2O_3 = 2\ NaI + Na_2S_4O_6$

По уравнению реакции (2) 1 г-экв $Na_2S_2O_3$ соответствует ½ моля I_2.

В 20 мл 0,05 М раствора тиосульфата натрия содержалось $0,02 \cdot 0,05 = 0,01$ (г-экв) $Na_2S_2O_3$. Следовательно, в полученном растворе содержалось 0,005 моля йода или $0,005 \cdot 254 = 0,127$ (г) йода.

Сила тока, пропущенного через раствор:

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

По уравнению реакции (1) $n(H_2) = n(I_2)$. Поэтому на катоде выделилось $0,005 \cdot 11200 = 56$ (мл) водорода (н.у.). В условиях, указанных в задаче, этот объем составит:

$V = 56 \cdot 760 \cdot 293/750 \cdot 273 = 60,9$ (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: $Ni + Cl_2 \rightarrow$

Металл + кислота: $Ni + HCl \rightarrow$

Оксид + кислота: $NiO + HCl \rightarrow$

Гидроксид + HCl: $Ni(OH)_2 + HCl \rightarrow$

Соль + металл: $Ni + HgCl_2 \rightarrow$

Соль + неметалл: $NiBr_2 + Cl_2 \rightarrow$

Соль + кислота: $NiCO_3 + HCl \rightarrow$

Соль + соль: $NiSO_4 + BaCl_2 \rightarrow$

Основная соль + кислота: $Ni(OH)Cl + HCl \rightarrow$

Окисление хлором бинарных соединений никеля, например: $Ni_3C + Cl_2 \rightarrow$

Восстановление соединений никеля в более низкие степени окисления: $Ni_2O_3 + HCl \rightarrow$

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:	$(Ca + H_2O)$	(1)
O_2, HF, O_3:	$(F_2 + H_2O)$	(2)
HCl:	$(Cl_2 + H_2O)$	(3)
CO, CO_2:	$(C + H_2O \leftrightarrow CO + H_2)$	(4)
	$(CO + H_2O \leftrightarrow CO_2 + H_2)$	
	$(Fe + H_2O \xrightarrow{t})$	(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 $м^3$ 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 O_2, CO_2, SO_2, NO_2 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: CO_2 и H_2O. 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* (КОН) = 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 · 3,17 = 92 г/моль. Но эквивалентная масса кислоты, вычисленная из результатов титрования, составляет:

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

x г А – 1 моль КОН

$x = M_э$ (А) = 46 г/мол.

Жидкость А может быть двухосновной кислотой, 2 М (СООН) = 90, поэтому молярная масса близко соответствует вычисленному значению, тем более, что определение молярной массы по плотности паров дает лишь приблизительное значение М. Однако щавелевая кислота не является жидкостью. Возможен вариант $C_3H_8O_3$ (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 М = 46 г/моль. Это значение соответствует одноосновной муравьиной кислоте. Условие титрования также подтверждает это предположение.

Ответ: НСООН.

Таким образом, при решении задач необходимо учитывать полимеризацию молекул, например, $(HF)_x$, $(CH_3COOH)_x$, N_2O_4.

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 (NH_3) = 22,08 л/моль; V_m (H_2) = 22,43 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, $Б_2$ при обычных условиях нет твердых:

$X_2 + Y_2 = 2\ XY$ (1)

$X_2 + Б_2 = 2\ БX$ (2)

$Y_2 + Б_2 = 2\ YБ$ (3)

$XY + Б_2 = XБ + YБ$ (4)

$XY + H_2O = HX + HOY$ (5)

$2\ XБ + A_2 = X_2 + 2\ AБ$ (6)

$3\ A_2 + X_2 = 2\ XA_3$. (7)

Ответ: X_2 – Br_2, Y_2 –Cl_2, A_2 – F_2, $Б_2$ – 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 $Г_1$ и образуется бледноокрашенный раствор 1. Если к раствору 1 прилить раствор щелочи, образуется окрашенный осадок, буреющий на воздухе. При действии соляной кислоты на получившееся соединение А образуется то же вещество, что при пропускании хлора через раствор 1. При кипячении X с раствором азотной кислоты возможно выделение бесцветных газов $Г_2$ и $Г_3$, которые при разных условиях реагируют с кислородом ($Г_2$ - быстро, $Г_3$ – только в присутствии катализатора при нагревании). В результате взаимодействия растворов газов $Г_1$ и $Г_3$ образуется простое вещество Д и вода.. Если $Г_1$ 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 А – это $Fe(OH)_3$, тогда X – бинарное соединение железа. Поскольку продукты взаимодействия раствора 1 с Cl_2 и А 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 $Г_3$ – газообразный оксид, поскольку по реакции $Г_3 + Г_1$ образуется простое вещество и вода. Получаем единственное решение задачи: $Г_3$ – это SO_2 (SeO_2 – твердое вещество, не говоря уже об оксидах теллура); X – FeS; $Г_1$ – H_2S; $Г_2$ – NO; А – $Fe(OH)_3$.

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:

медленно

Олеум + К (кислота) → А (оксид); А + H_2O → К;

$\xrightarrow{t}$

А → $Д_1$ (газ) + $Д_2$ (газ) (со взрывом);

К (кислота) + K_2CO_3 → E_1 (соль) + CO_2 + H_2O;

$\xrightarrow{t}$

E_1 → $Д_2$ + E_2.

Ответ: К – $HClO_4$, А – Cl_2O_7, $Д_1$ – Cl_2, $Д_2$ – O_2, E_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:

$Э^{n-} \rightarrow Э^{z} + ke^{-}$ 4

$2\ O^0 + 4e^- \rightarrow 2\ O^{2-}$ k

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: $CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow \ldots$).

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 $V(O_2)$ = 0,25 л. Условию удовлетворяет сжигание в кислороде HI: $4\ HI + O_2 = 2\ I_2 + 2\ H_2O$.

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.

6.3 Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки результатов освоения дисциплины

КОМПЛЕКТ ЗАДАНИЙ ДЛЯ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ

Вариант1

1. Даны 0,5 $м^3$ газа при 37˚С и 405,2 кПа. При каком давлении объем газа при 0˚Сстанет равным 1 $м^3$?
2. Смесь из хлоридов кальция и магния составлена таким образом, что на 1 моль хлорида магния приходится 1 моль хлорида кальция. Какова массовая доля хлорида кальция и хлорида магния в смеси?
3. Определите количество вещества атомарного бора, содержащегося в тетраборате натрия $Na_2B_4O_7$ массой 40,4 г.
4. Образец соединения фосфора и брома массой 81,3 г содержит фосфор массой 9,3 г. Определите простейшую формулу этого соединения.

Вариант 2

1. Какой объем оксида углерода (IV) выделится при взаимодействии избытка раствора азотной кислоты с раствором массой 16 г, содержащим 7% карбоната натрия?
2. При полном термическом разложении соли А получили 21,6 г металла и 6,72 л смеси двух газов, один из которых имеет бурый цвет. При растворении 21,6 г получившегося металла в азотной кислоте образовался нитрат одновалентного металла и 4,48 л газа бурого цвета. Определите формулу и количество исходной соли.
3. На вещества А, Б, В в состав которых входит один и тот же катион, подействовали избытком раствора серной кислоты. При этом образовались бесцветные растворы, а в случае веществ А и Б, кроме того, выделились соответственно бесцветные газы Г и Д. Вещество В взаимодействует с растворимыми солями бария, образуя при этом нерастворимый в

кислотах осадок. Газы Г и Д могут реагировать между собой с образованием твердого вещества Е, при горении которого в кислороде образуется газ Г. При взаимодействии газов Г и Д с гидроксидом натрия образуются соответственно вещества А и Б. Определите вещества А, Б, В, Г, Д и Е. Напишите уравнения соответствующих реакций.

4. При сжигании 251,2 г смеси пирита и сульфида цинка образовалось 71,68 л (н.у.) диоксида серы. Определите состав смеси.

Вариант 3

Задача 1. При сожжении образца исследуемого органического вещества массой 0,56 г получено 1,32 г углекислого газа и 0,36 г воды. Известно, что данное вещество обесцвечивает бромную воду, а при нагревании с гидроксидом меди и избытком гидроксида натрия вызывает выпадение осадка. Установлено, что 1 моль этого вещества может присоединить не более 1 моль брома. Приведите формулу вещества, напишите перечисленные реакции.

Задача 2. 0,3 г смеси оксидов цинка и магния растворили в 17 мл 1Н раствора соляной кислоты. Избыток соляной кислоты нейтрализовали 8 мл 0,5Н раствора гидроксида натрия. Вычислите процентный состав смеси оксидов.

Задача 3. В какой массе воды необходимо растворить 400 г 20%-го олеума, чтобы получить 90% раствор серной кислоты? Полученный результат подтвердить, используя квадрат Пирсона (Правило креста).

Задача 4. Сколько граммов воды и гептагидрата сульфата цинка необходимо взять для приготовления насыщенного при 55 ^{0}С раствора, при охлаждении которого до 0 ^{0}С можно получить 1 моль перекристаллизованного кристаллогидрата? Растворимость сульфата цинка при 55 ^{0}С составляет 80 г, а при 0 ^{0}С - 41,6 г.

ПРИМЕРЫ РАСЧЕТНЫХ ЗАДАЧ

I Способы решения задач по химии

1. Определите массу оксида алюминия количеством вещества 0,25 моль. Ответ: 25,5 г.
2. Какое количество вещества содержится в карбонате калия массой 552 г? Ответ: 4 моль.
3. Чему равно количество карбоната кальция, масса которого 1 г? Ответ: 0,01 моль.
4. Вычислите массу фосфорной кислоты количеством вещества 5 моль. Ответ: 490 г.
5. Сколько атомов фосфора содержится в тетрафосфоре P_4 массой 155 г? Ответ: $3 \cdot 10^{24}$.
6. В каких объемах азота и воды при н.у. содержится $3{,}01 \cdot 10^{24}$ молекул?

Ответ: объем азота 112л; объем воды 90 мл.

7. Где содержится больше атомов водорода: в двух литрах метана или в двух литрах водорода? Ответ: в 2 л метана атомов водорода в 2 раза больше.
8. В каком объеме хлора столько же молекул, сколько их содержится в 49 г серной кислоты? Ответ: 11,2 л.
9. Рассчитайте массу 2,24 л (н.у.) диоксида углерода. Определите количество вещества и число молекул. Ответ: 4,4 г; 0,1 моль; $6{,}02 \cdot 10^{22}$ молекул.
10. Определите абсолютную массу атома гелия. Ответ: $6{,}64 \cdot 10^{24}$ г.

II Газовые законы

Взаимозависимые параметры состояния газов

1. Даны 8 л газа при –23 ˚С. При какой температуре объем газа станет равным 10 л, если давление останется неизменным? Ответ: 39,5 ˚С.
2. Даны 40 мл газа при 7˚Си 96 кПа. При каком давлении объем газа достигнет 60 мл, если температура возросла до 17˚С? Ответ: 66, 3 кПа.
3. В закрытом баллоне находится газ при температуре –3˚Спод некоторым давлением. До какой температуры должен быть нагрет газ, чтобы давление внутри баллона возросло на 20%? Ответ: 51 ˚С.
4. Вычислите массу измеренных при стандартных условиях 1 л водорода, 1 л оксида углерода (II), 1 л фосгена $COCl_2$. Ответ: 0,0824 г; 1,15 г; 4,04 г.
5. Вычислите массу измеренных при нормальных условиях 1 л водорода, 1 л оксида углерода (II), 1 л фосгена $COCl_2$. Ответ: 0,09 г; 1,25 г; 4,42 г.

6. Вычислите массу воздуха в комнате размерами 6×8×4 при 20˚Си давлении 101,3 кПа. Ответ: 232 кг.
7. Вычислите массу: а) 1 л водорода при 10˚Си 96 кПа; б) 8 л кислорода при –13 ˚С и 104 кПа. Ответ: а) 0,082 г; б) 12,3 г.
8. Масса 1 л газа (н.у.) составляет 1,25 г.
Вычислите: а) молярную массу газа; б) массу молекулы газа. Ответ: 28 г/моль; $4,65 \cdot 10^{-23}$ г.
9. Выразите в граммах: а) массу $1 \cdot 10^{22}$ атомных единиц массы; б) массу электрона, составляющую 0,00055 атомной единицы массы; в) во сколько раз α- частица тяжелее электрона (масса α- частицы составляет 4,002 атомной единицы массы)? Ответ: 0,0166 г; б) $9,1 \cdot 10^{-28}$ г; в) 7280 раз.
10. Сопоставьте число молекул, содержащееся в 1г H_2SO_4, с числом молекул, содержащимся в 1 г HNO_3. В каком случае и во сколько раз число молекул больше?
Ответ: в 1 г HNO_3 в 1,56 раза больше.

III Основные типы расчетных задач

Вывод истинной формулы вещества

1. Образец хромистого железняка содержит $Fe(CrO_2)_2$ - 94%; $Mg(CrO_2)_2$ - 6%. Определите массу хрома, содержащегося в хромистом железняке массой 500 кг. Ответ: 232,65 кг.
Определите массовую долю кристаллизационной воды в кристаллической соде ($Na_2CO_3 \cdot 10\ H_2O$) массой 100 г. Ответ: 63%.
2. Из образца горной породы массой 25 г, содержащей минерал аргентит (Ag_2S) выделено серебро массой 5,4 г. Определите массовую долю аргентита в образце. Ответ: 24,8%.
3. Оксид элемента имеет состав $ЭO_3$, массовая доля кислорода в этом оксиде – 60%. Какой элемент образует оксид? Ответ: сера.
4. Оксид калия массой 18,8 г растворили в 50 г воды. Определите массовую долю гидроксида калия в полученном растворе. Ответ: ω% (KOH) = 16,3%.
5. Массовая доля хлора в хлориде фосфора составляет 77,5%. Определите простейшую формулу хлорида. Ответ: PCl_3.
6. Соединение содержит водород (6,33%), углерод (15,9%), кислород (60,76%) и еще один элемент, число атомов которого в молекуле равно числу атомов углерода. Определите это соединение. К какому классу оно относится? Ответ: NH_4HCO_3.
7. Определите молекулярную формулу углеводорода с массовой долей углерода 85,7%; относительная плотность по воздуху этого соединения равна 1,45. Ответ: C_3H_6.
8. При сгорании органического вещества массой 4,8 г образовалось 3,36 л углекислого газа (н.у.) и 5,4 г воды. Плотность паров этого соединения по водороду равна 16. Определите молекулярную формулу этого вещества. Ответ: CH_4.
9. Круговорот азота в природе включает биологическую фиксацию этого элемента при помощи клубеньковых бактерий и процессы его окисления при электрических разрядах. Во время грозы в воздухе образуется некоторое количество оксида азота неизвестного состава. Установлено, что абсолютная масса одной молекулы составляет $4,99 \cdot 10^{-23}$ г. Определите формулу этого соединения. Ответ: NO.
10. При разложении 49 г неизвестного вещества выделилось 13,44 л кислорода и осталось твердое вещество, содержащее 52,35% калия и 47,65% хлора. Определите формулу неизвестного вещества. Ответ: $KClO_3$.
11. При прокаливании 10,4 г сульфита неизвестного металла получен его оксид такой же массы, как при разложении 5,8 г его гидроксида. Определите, сульфит какого металла был подвергнут разложению. Ответ: $MgSO_3$.
12. Определите формулу предельной одноосновной карбоновой кислоты, если известно, что на нейтрализацию пробы ее массой 11 г затратили раствор объемом 15,75 мл с массовой

долей гидроксида натрия 25% и плотностью 1,27 г/мл. Сколько изомерных кислот соответствует данной формуле. Ответ: бутановая.

13. Минерал бирюза содержит (в %): 2,3 H, 14,2 P, 24,8 Al, 58,7 O и примеси меди, определяющие окраску. Выведите простейшую формулу вещества. Запишите формулу минерала в виде формул возможных его составляющих компонентов (соль, гидроксид, вода). Ответ: $AlPO_4 \cdot Al(OH)_3 \cdot H_2O$.

14. Минерал изумруд содержит (в %) 5 Be, 10 Al, 31 Si, 54 O и примеси хрома, определяющие зеленую окраску. Выведите простейшую формулу минерала. Запишите формулу минерала в виде формул оксидов. Ответ: $3\ BeO \cdot Al_2O_3 \cdot 6\ SiO_2$.

15. Неизвестный металл массой 13 г обработали избытком очень разбавленного раствора азотной кислоты. К полученному раствору прибавили избыток щелочи и прокипятили. При этом выделилось 1,12 л газа (н.у.). Установите, какой металл был растворен в азотной кислоте. Напишите уравнения описанных реакций. Ответ подтвердите расчетами. Ответ: цинк.

16. Конечным продуктом окисления бесцветного газа А – несолеобразующего оксида является соединение Б. Если в концентрированный раствор этого соединения поместить свинец, то в качестве одного из продуктов реакции образуется вещество В, растворением которого можно получить вещество А и Б. Что собой представляют вещества А, Б и В? Напишите уравнения соответствующих реакций. Ответ: А – монооксид азота; Б – азотная кислота; В – диоксид азота.

17. При действии на 6,32 г твердого окрашенного вещества А концентрированной минеральной кислотой выделился газ Б, который медленно пропускали через 95,1 г водной суспензии карбоната кальция. Вещества взаимодействовали в эквимолярных соотношениях. Вычислить процентную концентрацию образовавшихся в растворе веществ. Дополнительно известно, что растворимость вещества А в воде при комнатной температуре невелика и при пропускании газа Б через бромную воду окраска последней исчезает. Напишите уравнения соответствующих реакций. Ответ: А – KMnO4; Б – Cl2; ω (HClO) = 5,25%; ω (CaCl2) = 1,11%.

18. Некоторое твердое нерастворимое в воде вещество А желтого цвета растворяется в азотной кислоте с образованием бесцветного раствора. При добавлении щелочи появляется новое вещество, которое разлагается с образованием исходного вещества А. Нагревание последнего приводит к тому, что на стенках пробирки появляются серебристые капли. Определите вещество А. Напишите уравнения соответствующих реакций. Ответ: А – Na2O.

Схема расчета по химическому уравнению с использованием масс и объемов

1. Какой объем оксида углерода (IV) (н.у.) поглотится раствором, содержащим гидроксид кальция массой 3,7 г? Ответ: 1,12 л CO_2.

2. Рассчитайте объем кислорода, необходимый для сжигания 160 $м^3$ оксида углерода (II), содержащего 15% (по объему) негорючих примесей. Ответ: 68 $м^3 O_2$.

3. При взаимодействии нитрата натрия с концентрированной серной кислотой получили 22,7 г азотной кислоты, что составило 90% от теоретически возможного. Сколько нитрата натрия вступило в реакцию? Ответ: 34 г.

4. Определите массу технического алюминия (массовая доля алюминия 98,4%), который потребуется для алюмотермического получения ванадия массой 15,3 г из оксида ванадия (V). Ответ: 13,7 г технического алюминия.

5. Для обжига 1000 кг железного колчедана, содержащего 4% минеральных примесей, израсходовано 5000 $м^3$ воздуха. Определите процентный состав образовавшейся газовой смеси. Ответ: 82,2% N_2; 10,4% O_2; 7,4% SO_2.

6. Взорвана смесь, состоящая из 18 л водорода и 12 л кислорода. Определите объем смеси после взрыва при условии, что измерения проводились при температуре 12 °С.
Ответ: 18 л водяного пара и 3 л кислорода.

7. При обжиге образца минерала массой 26,8 г, представляющего собой смесь сульфидов железа (II) и меди (II), выделилось 6,72 л оксида серы (IV). Рассчитайте массовые доли сульфидов железа и меди в составе минерала. Ответ: ω (FeS) = 82,1%; (CuS) = 17,9%.
8. К раствору, содержащему 10 г азотной кислоты, добавили 10 г гидроксида натрия. Какой цвет будет иметь лакмусовая бумажка, погруженная в полученный раствор? Ответ: синий.
9. Какое количество теплоты выделится при сгорании в кислороде 12 г водорода?
Ответ: 1714,8 кДж.
10. Составьте термохимическое уравнение процесса, если известно, что при сгорании 2 г алюминия выделяется 62 кДж теплоты. Ответ: 3348 кДж.
11. Рассчитайте массу железа, которое окислилось при ржавлении стальной трубы, если с трубы убрали ржавчину, масса которой в переводе на оксид железа (III) равна 480 г. Ответ: 336 г.

Расчеты по термохимическим уравнениям

1. Сколько энергии выделится при превращении 50 г безводного сульфата меди в пентагидрат?
2. Вычислить тепловой эффект реакции восстановления алюминием железа из одного моля оксида железа (III).
3. Вычислить тепловой эффект следующей реакции:
$C_2H_{4(г.)} + H_2O_{(г.)} + \Delta H^0 = C_2H_5OH_{(г.)}$.
4. Вычислить тепловые эффекты следующих реакций:
а) $CaCO_{3(тв.)} = CaO_{(тв.)} + CO_{2(г.)}$;
б) $Cr_2O_{3(тв.)} + 2\ Al_{(тв.)} = 2\ Cr_{(тв.)} + Al_2O_{3(тв.)}$.
5. Вычислить теплотворную способность угля (в килоджоулях на килограмм), если массовая доля углерода равна 0,8, а в отходящих газах молярные доли равны: оксида углерода (IV) – 0,15, а оксида углерода (II) – 0,01.

Определение состава смесей веществ и сплавов

1. 146 г смеси карбоната и гидрокарбоната натрия нагрели до тех пор, пока не прекратилось уменьшение массы. Масса остатка после нагревания составила 137 г. Какова массовая доля карбоната натрия в исходной смеси? Ответ: ω (Na_2CO_3) = 0,833.
2. При прокаливании 44 г смеси оксида и карбоната кальция масса уменьшилась на 20%. Вычислите массовые доли веществ в исходной смеси. Ответ: ω% ($CaCO_3$) = 89,29%; ω% (CaO) = 10,71%.
3. Смесь цинка и безводного нитрата цинка прокалили на воздухе, масса при этом не изменилась. Определите массовые доли (в %) компонентов в смеси.
Ответ: ω% (Zn) = 69,5%; ω% ($Zn(NO_3)_2$) = 30,5%.
4. При растворении в соляной кислоте 2,79 г смеси порошков цинка и железа выделилось 1,008 л водорода (н.у.). Определить состав взятой смеси Ответ: m (Zn) = 1,95 г; m (Fe) = 0,84 г.
5. При растворении в водном растворе щелочи 8 г сплава кремния с цинком выделилось 6,272 л водорода (н.у.). Определить процентный состав сплава. Ответ: ω% (Zn) = 65%; ω% (Si) = 35%.

IV Растворы

1. Вычислите массовую долю (в %) соли в растворе, полученном при смешивании 80 г воды и 20 г соли. Ответ: 20%.
2. Выпарили 150 г раствора с массовой долей сахара, равной 15%. Вычислите массу сахара, оставшегося в чашке после испарения воды. Ответ: 22,5 г.
3. В каком количестве воды нужно растворить 40 г соли для получения раствора с массовой долей соли, равной 25%. Ответ: 120 г.

4. Навеску технической поваренной соли, содержащей нерастворимые примеси массой 25 г растворили в 60 г воды и получили раствор с массовой долей хлорида натрия 25%. Какова массовая доля нерастворимых примесей в образце соли? Ответ: 80%.
5. Для приготовления 500 мл раствора гидроксида калия, использующегося для заполнения щелочных аккумуляторов, взяли 141 г гидроксида калия и 464 г воды. Определите массовую долю и плотность полученного раствора. Ответ: 23%; 1,21 г/мл.
6. Коэффициент растворимости хлорида аммония при 100°С составляет 77 г, а при 0 °С – 37 г в 100 г воды. Сколько соли выделится при охлаждении 60 г насыщенного при 100°С раствора хлорида аммония до 0 °С? Ответ: 13,6 г.
7. При 25°С растворимость поваренной соли равна 36 г в 100 г воды. Найдите массовую долю растворенного вещества в насыщенном растворе. Ответ: 26,47%.
8. Коэффициент растворимости сульфата меди (II) при 30°С равен 25 г в 100 г воды. Будет ли при этой температуре 18%-ный раствор соли насыщенным?
Ответ: не будет, так как насыщенный раствор имеет концентрацию 20%.
9. Какова масса нитрата калия, который выкристаллизуется из 75 г насыщенного при 60°С раствора, если его охладить до 0 °С? Коэффициенты растворимости соли при указанных температурах соответственно равны 110 г и 13 г в 100 г воды. Ответ: 34,64 г.
10. При осторожном упаривании 120 г 16%-ного раствора хлорида кальция было получено 37,9 г кристаллогидрата. Определите его формулу. Ответ: $CaCl_2 \cdot 6H_2O$.
11. 16 г медного купороса растворили в воде. Определите массу безводного сульфата меди (II), которую нужно растворить в 54 мл воды, для приготовления раствора с той же массовой долей сульфата меди (II). Ответ: 10,24 г.
12. Требуется приготовить 1 кг 15%-ного раствора аммиака. Сколько нужно взять для этого воды и концентрированного 25%-ного раствора аммиака?
Ответ: 600 г 25%-ного раствора аммиака и 400 г воды.
13. К 80 г раствора с неизвестной массовой долей вещества прибавили 40 г воды. Вычислите массовую долю соли в исходном растворе, если после разбавления она стала равна 18%.
Ответ: 27%.
14. 450 г 10%-ного раствора хлорида кальция подвергли упариванию. Какова будет масса раствора в том случае, если массовая доля хлорида кальция увеличится вдвое?
Ответ: 225 г.
15. Смешали растворы глюкозы: 150 г 10%-ного и 250 г 8%-ного. Определите массовую долю глюкозы в полученном растворе. Ответ: 8,75%.
16. Определите массу соли, которую надо добавить к 80 г 10%-ного раствора, чтобы получить 25%-ный раствор этой соли. Ответ: 16 г.
17. 120 г 10%-ного раствора поваренной соли упарили до 80 г. Какова массовая доля соли в растворе после упаривания? Ответ: 15%.
18. Плотность 20%-ного водного раствора хлорида бария при 20°С равна 1,2 г/мл. Вычислите молярную концентрацию этого раствора. Ответ: 1,15 М.
19. Вычислите массовую долю нитрата натрия в 1М растворе (ρ = 1,05 г/мл) этого вещества.
Ответ: 8,1%.
20. Сколько молекул глюкозы содержится в растворе, получившемся в результате сливания 40 г 10%-ного раствора и 85 г 17%-ного раствора этого вещества? Ответ: $6{,}17 \cdot 10^{22}$.
21. До какого объема нужно разбавить 0,5 л 24%-ного раствора хлорида натрия (ρ = 1,16 г/мл), чтобы получить 4,6%-ный раствор (ρ = 1,03 г/мл)? Ответ: 2,938 л.
22. Серный ангидрид, полученный из 24 г пирита, растворили в 0,5 л 18%-ной серной кислоты (ρ = 1,125 г/мл). Определите процентную концентрацию нового раствора. Ответ: 23,6%.

23. Сколько серного ангидрида потребуется для превращения 200 мл 90%-ной серной кислоты (ρ = 1,8 г/мл) в 10%-ный олеум? Ответ: 57,8 г.

24. Какую массу металлического натрия нужно добавить к 300 мл 15%-ного раствора гидроксида натрия (ρ = 1,2 г/мл), чтобы повысить концентрацию растворенного вещества до 25%? Ответ: 23,98 г.

25. Определите массу кристаллогидрата $MgSO_4 \cdot 6H_2O$, который выкристаллизуется при охлаждении 821 г насыщенного при 80 °С раствора сульфата магния до 20 °С. Растворимость безводного сульфата магния при 80 °С равна 64,2 г, а при 20 °С - 44,5 г в 100 г воды.

26. Массовая доля карбоната натрия в его насыщенном при 8 °С и 70 °С растворе составляет соответственно 10 и 30%. Вычислите массу кристаллогидрата $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$, который выпадет из 200 г насыщенного при 70 °С раствора при его охлаждении до 8 °С.

27. Сколько граммов воды и пентагидрата сульфата меди необходимо взять для приготовления насыщенного при 100 °С раствора, при охлаждении которого до 0° С можно получить 1,0 моль перекристаллизованного кристаллогидрата? Растворимость сульфата меди при 100 °С составляет 73,6 г, а при 0 °С – 14,8г.

28. Сколько граммов воды и гептагидрата сульфата магния необходимо взять для приготовления насыщенного при 90 °С раствора, при охлаждении которого до 10 °С можно получить 0,5 моль перекристаллизованного кристаллогидрата? Растворимость сульфата магния при 90 °С составляет 55,7 г, а при 10 °С – 30,05 г.

29. Сколько граммов воды и гептагидрата сульфата кобальта необходимо взять для приготовления насыщенного при 60 °С раствора, при охдаждении которого до 0 °С можно получить 0,8 моль перекристаллизованного кристаллогидрата? Растворимость сульфата кобальта при 60 °С составляет 56,0 г, а при 0 °С – 24,7 г.

30. Сколько граммов воды и гептагидрата сульфата цинка необходимо взять для приготовления насыщенного при 55 °С раствора, при охлаждении которого до 0 °С можно получить 1,0 моль перекристаллизованного кристаллогидрата? Растворимость сульфата цинка при 55 °С составляет 80,0 г, а при 0 °С – 41,6 г.

31. Сколько нужно взять воды и кристаллогидрата состава $AB \cdot 5H_20$ (Mr = 200) для получения насыщенного при 80 °С раствора, при охлаждении которого до 40° С выпадает 0,5 молей кристаллогидрата состава $AB \cdot 3H_2O$? Растворимость безводной соли AB: 80 г при 80 °С и 40 г при 40 °С.

32. Сколько нужно взять воды и кристаллогидрата состава $CD \cdot 7H_20$ (Mr = 250) для получения насыщенного при 70 °С раствора, при охлаждении которого до 30 °С выпадает 0,5 молей кристаллогидрата состава $CD \cdot 6H_2O$ Растворимость безводной соли CD: 70 г при 70 °С и 20 г при 30 °С.

33. Сколько нужно взять воды и кристаллогидрата состава $EF \cdot 8H_2O$ (Mr = 300) для получения насыщенного при 90° С раствора, при охлаждении которого до 40° С выпадает 0,5 молей кристаллогидрата состава $EF \cdot 4H_20$? Растворимость безводной соли EF: 60 г при 90° С и 20 г при 40° С.

34. Сколько нужно взять воды и кристаллогидрата состава $KL \cdot 10H_20$ (Mr = 400) для получения насыщенного при 90 °С раствора, при охлаждение которого до 40 °С выпадает 0,5 молей кристаллогидрата состава $KL \cdot 6H_20$? Растворимость безводной соли KL: 90 г при 90 °С и 60 г при 40 °С.

35. Нитрат кобальта (II) образует три кристаллогидрата: $Co(NO_3)_2 \cdot 9H_2O$, $Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$, $Co(NO_3)_2 \cdot 3H_2O$. 127,2 г смеси $Co(NO_3)_2 \cdot 9H_2O$ и $Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$, содержащей 0,4 моль безводной соли, нагрели до 100 °С. При этом кристаллогидраты расплавились и образовали гомогенный раствор. После испарения из раствора 27,0 г воды, систему охладили до комнатной температуры. При этом образовалась равновесная смесь кристаллогидратов. Определите качественный и количественный состав системы после охлаждения.

36. Нитрат магния образует три кристаллогидрата $Mg(NO_3)_2 \cdot 9H_2O$, $Mg(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$, и $Mg(NO_3)_2 \cdot 2H_2O$. 138,8 г смеси $Mg(NO_3)_2 \cdot 9H_2O$ и $Mg(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$, содержащей 0,5 моль безводной соли, нагрели до 130 °С. При этом кристаллогидраты расплавились и образовали

гомогенный раствор. После испарения из раствора 32,4 г воды, систему охладили до комнатной температуры. При этом образовалась равновесная смесь кристаллогидратов. Определите качественный и количественный состав системы после охлаждения.

37. Нитрат кадмия образует три кристаллогидрата: $Cd(NO_3)_2 \cdot 9H_2O$, $Cd(NO_3)_2 \cdot 4H_2O$ и $Cd(NO_3)_2 \cdot 2H_2O$. 132,2 г смеси $Cd(NO_3)_2 \cdot 9H_2O$ и $Cd(NO_3)_2 \cdot 4H_2O$, содержащей 0,4 моль безводной соли, нагрели до 60 °С. При этом кристаллогидраты расплавились и образовали гомогенный раствор. После испарения из системы 16,2 г воды, систему охладили до комнатной температуры. При этом образовалась равновесная смесь кристаллогидратов. Определите качественный и количественный состав системы после охлаждения.

38. Хлорид железа (Ш) образует три кристаллогидрата: $FeCl_3 \cdot 3{,}5H_2O$, $FeCl_3 \cdot 2{,}5H_2O$ и $FeCl_3 \cdot 2H_2O$. 101,95 г смеси $FeCl_3 \cdot 2{,}5H_2O$ и $FeCl_3 \cdot 2H_2O$, содержащей 0,5 моль безводной соли, нагрели до 80 °С. При этом кристаллогидраты расплавились и образовали гомогенный раствор. После того, как к раствору добавили 4,5 г воды, систему охладили до комнатной температуры. При этом образовалась равновесная смесь кристаллогидратов. Определите качественный и количественный состав системы после охлаждения.

39. Нитрат кобальта(II) образует три кристаллогидрата: $Co(NO_3)_2 \cdot 9H_2O$, $Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$, $Co(NO_3)_2 \cdot 3H_2O$. 192,9 г смеси $Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$ и $Co(NO_3)_2 \cdot 3H_2O$, содержащей 0,7 моль безводной соли, нагрели до 100 °С. При этом кристаллогидраты расплавились и образовали гомогенный раствор. После того, как к раствору добавили 19,8 г воды, систему охладили до комнатной температуры. При этом образовалась равновесная смесь кристаллогидратов. Определите качественный и количественный состав системы после охлаждения.

40. Нитрат магния образует три кристаллогидрата $Mg(NO_3)_2 \cdot 9H_2O$, $Mg(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$, и $Mg(NO_3)_2 \cdot 3H_2O$. 124,8 г смеси $Mg(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$ и $Mg(NO_3)_2 \cdot 3H_2O$, содержащей 0,6 моль безводной соли, нагрели до 130 °С. При этом кристаллогидраты расплавились и образовали гомогенный раствор. После того, как к раствору добавили 39,6 г воды, систему охладили до комнатной температуры. При этом образовалась равновесная смесь кристаллогидратов. Определите качественный и количественный состав системы после охлаждения.

41. Нитрат кадмия образует три кристаллогидрата: $Cd(NO_3)_2 \cdot 9H_2O$, $Cd(NO_3)_2 \cdot 4H_2O$ и $Cd(NO_3)_2 \cdot 2H_2O$. 150,4 г смеси $Cd(NO_3)_2 \cdot 4H_2O$ и $Cd(NO_3)_2 \cdot 2H_2O$, содержащей 0,5 моль безводной соли, нагрели до 60 °С. При этом кристаллогидраты расплавились и образовали гомогенный раствор. После того, как к раствору добавили 17,1 г воды, систему охладили до комнатной температуры. При этом образовалась равновесная смесь кристаллогидратов. Определите качественный и количественный состав системы после охлаждения.

V Электролиз

1. Вычислите время, необходимое для выделения 2,8 г железа при электролизе водного раствора сульфата железа (II), если сила тока составила 4 А? Ответ: 40 минут.

2. Семиводный гидрат сульфата магния (английская соль) массой 24,6 г растворили в 100 мл воды. В течение 50 мин через приготовленный раствор пропускали электрический ток, силой 10 А. Вычислите массовую долю сульфата магния в растворе после электролиза.
Ответ: 9,85%.

3. В водный раствор хлорида погрузили инертные электроды и пропустили электрический ток. На нейтрализацию полученного раствора затрачена соляная кислота объемом 34,2 мл (ω% HCl = 10%, ρ (р-ра) = 1,05 г/мл). Рассчитайте, с каким минимальным объемом холодного раствора гидроксида натрия (ω% NaCl = 12,8%, ρ (р-ра) = 1,14 г/мл) прореагирует выделившийся при электролизе хлор. Ответ: 26 мл.

4. При полном электролизе водного раствора сульфата никеля на катоде выделилось 58,7 г металла. Каков объем газа (н.у.), выделившегося на аноде? Какова массовая доля полученной кислоты, если ее объем равен 332,2 мл, а ρ = 1,18 г/см^3?
Ответ: 11,2 л O_2; $\omega(H_2SO_4)$ = 25%.

5. 20 г сплава алюминия и меди растворили в концентрированной азотной кислоте. При электролизе полученного раствора на аноде выделилось 2,8 л газа. Определите массовую

долю каждого металла в сплаве. Рассчитайте объем газа, выделившегося при растворении сплава в азотной кислоте. Ответ: 80% Cu, 20% Fe; 11,2 л газа.

6. Для выделения 1,75 г некоторого металла из раствора его соли потребовалось пропускать ток силой 1,8 А в течение 1,5 часов. Вычислите эквивалент металла.
Ответ: 17,37 а.е.м.

7. При электролитическом осаждении всего железа из 200 мл раствора $FeSO_4$ на аноде выделилось 2712 мл кислорода. Газ был измерен при –3˚Си 103,4 кПа. Вычислите молярность раствора $FeSO_4$. Ответ: 1,25 моль/л.

8. При электролизе в течение 30 мин раствора NaCl на аноде выделилось 2,8 л Cl_2 при 0˚С и 101,3 кПа. Какой объем 0,75 н. раствора $CuSO_4$ можно подвергнуть химическому превращению при пропускании тока того же значения в течение 45 мин?
Ответ: 0,5 л.

9. При электролизе водного раствора $NiSO_4$ на аноде выделилось 3,8 л кислорода, измеренного при 27˚С и 100 кПа. Сколько грамм Ni выделилось на катоде? Ответ: 17,9 г.

10. Ток 2,5 А выделил в течение 15 мин 0,72 г меди из раствора $CuSO_4$. Вычислите коэффициент полезного действия тока. Ответ: 97,2%.

11. Сколько минут потребуется для выделения 250 мл гремучего газа при электролизе разбавленной серной кислоты? Сила тока 0,5 А. Газ измерен при 7 ˚Си 102,9 кПа.
Ответ: 47,4 мин.

12. Через электролизер, содержащий 10 л 7,4%-ного раствора KOH (ρ = 1,06), пропускали ток в течение 2 суток, после чего оказалось, что концентрацияKOH в растворе составляет 8%. Какова была сила тока? Ответ: 49,3 А.

13. Ток силой 10 А проходит через электролизер, в котором находится 0,5 л 4,5%-ного раствора NaOH (ρ = 1,05). Через какое время концентрация NaOH в растворе достигнет 10%?
Ответ: 86 ч.

14. Насыщенный при 20˚С раствор медного купороса содержит 27% $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$ (ρ = 1,2). При какой силе тока можно в течение 3 ч выделить всю медь из 1 л такого раствора?
Ответ: 23,2 А.

15. При какой силе тока можно из водного раствора NaOH выделить 6 л кислорода в течение 3 ч? Газ измерен при 17˚С и давлении 98 кПа. Ответ: 8,7 А.

16. Через раствор, массой 1500 г соли А с массовой долей вещества 21,46% пропустили электрический ток. При этом на катоде выделился металл, а на аноде 22,4 л бесцветного газа, поддерживающего горение. В растворе появилась серная кислота. Определите формулу соли А. Ответ: $ZnSO_4$.

17. Ток силой 5 А пропускали в течение часа через раствор серной кислоты. Вычислите массу разложившейся воды и объемы кислорода и водорода.
Ответ: 1,67 г H_2O; 2,09 л H_2; 1,045 л O_2.

18. Определите силу тока при электролизе, если за 50 минут выделилась вся медь из 120 мл 0,4 н. раствора $CuSO_4$. Ответ: 1,54 А.

19. Через раствор соли некоторого металла пропускали ток силой 1 А в течение 26 ч 48 мин. При этом выделилось 31,7 г металла. Определите этот металл. Ответ: медь.

20. Через раствор соли некоторого металла пропускали ток силой 1 А в течение 53 мин 36 с. При этом выделилось 3,6 г металла. Определите этот металл. Ответ: серебро.

21. Раствор сульфата меди подвергли электролизу. При силе тока 0,5 А за 214,3 мин выделилось 2,1 г меди. Каков заряд иона меди? Ответ: 2+.

22. Через раствор соли двухвалентного металла в течение 10 часов при силе тока 2,68 А пропущено 96484 Кл электричества. На электроде выделилось 12,15 г металла. Определите этот металл. Ответ: магний.

23. Через раствор сульфата меди пропускали ток силой 2 А в течение 30 мин. Сколько меди выделится на электроде? Какое вещество и в каком количестве выделится на другом электроде? Ответ: 1,2 г Cu; 0,2 л O_2.

24. При электролизе 200 г 15%-ного раствора сульфата калия на аноде выделилось 14,56 л газа. Вычислите концентрацию раствора по окончании электролиза. Ответ: 17%.

VI Особенности олимпиадных задач

Задача 1. Установите соответствие между формулой соли и электронной конфигурацией валентного энергетического уровня центрального атома.

1. $NaClO_3$
2. K_2MnO_4
3. $(NH_4)_2Cr_2O_7$
4. $(NH_4)_2S_2O_7$

Варианты ответов:

$3s^03p^03d^0$; $3s^23p^03d^0$; $3s^03p^03d^2$; $4s^03d^0$; $4s^03d^1$; $4s^13d^0$.

Задача 2. Установите соответствие между формулой молекулы или иона и типом гибридизации валентных орбиталей центрального атома.

1. PF_5
2. SO_4^{2-}
3. $COCl_2$
4. AlF_6^{3-}

Варианты ответов: sp; sp^2; sp^3; sp^3d; sp^3d^2; dsp^2.

Задача 3. Металл массой 14,4 г обработали избытком разбавленного раствора азотной кислоты. К полученному раствору добавили избыток раствора щелочи и прокипятили, при этом выделилось 3,36 $дм^3$ газа (н.у.). Неизвестным металлом является ____ (Введите символ металла).

Задача 4. К солевому раствору, содержащему карбонаты натрия и калия, суммарная массовая доля катионов в котором равна суммарной массовой доле анионов, добавили раствор нитрата бария. В образовавшемся растворе суммарная массовая доля катионов также оказалась равной суммарной массовой доле анионов. Расположите ионы, находящиеся в данном растворе, в порядке увеличения их молярной концентрации (процессами гидролиза пренебречь, $A_r(Ba) = 137$).

Задача 5. При взаимодействии дихромата калия с пероксидом водорода в присутствии серной кислоты изменение конфигурации валентных электронов элемента-окислителя соответствует схеме (выбор одного ответа из четырех предложенных).

Задача 6. Определите объем ($см^3$) 0,01 М раствора гидроксида калия, который необходимо добавить к 500 $см^3$ раствора с концентрацией КОН 10^{-4} М для получения раствора с pH 11 ($\alpha = 1$, $\rho = 1 г/ см^3$, с точностью до целых).

ПРИМЕРЫ ТЕСТОВЫХ ЗАДАНИЙ

ТЕСТ

Задание 1. Установите соответствие между электронной конфигурацией валентного энергетического уровня элемента и формулой его высшего оксида.

1. $4s^24p^3$
2. $4s^13d^5$
3. $6s^25d^4$
4. $5s^24d^2$

Ответ №1:

As_2O_5

Ответ №2:

CrO_3

Ответ №3:

WO_3

Ответ №4:

ZrO_2

Задание 2.

Ковалентная связь, образованная по донорно-акцепторному механизму, реализуется в соединениях …

Ответ №1:

NH_4Cl

Ответ №2:

$HAuCl_4$

Задание 3.

Степень гидролиза хлорида железа (III) увеличится при добавлении растворов …

Ответ №1:

$Ba(OH)_2$

Ответ №2:

K_2CO_3

Ответ №3:

Na_2S

Задание 4.

К промышленному солевому раствору, содержащему хлориды калия и натрия, в котором суммарная массовая доля катионов равна суммарной массовой доле анионов, добавили раствор нитрата серебра. В образовавшемся растворе суммарная массовая доля катионов также оказалась равной суммарной массовой доле анионов. Расположите ионы, находящиеся в данном растворе, в порядке увеличения их молярной концентрации.

Ответ №1:

Na^+

Ответ №2:

Ag^+

Ответ №3:

K^+

Ответ №4:

NO_3^-

Задание 5.

При обработке 33,75г смеси порошков алюминия и меди раствором гидроксида натрия выделилось 6,72л газа. Массовая доля меди в смеси составляет _____ % (с точностью до целого значения). Ar(Cu) = 64, Ar(Al) = 2

Ответ: 84

Задание 6.

Согласно правилам техники безопасности и охраны труда в лабораторной аптечке должен присутствовать нашатырный спирт (раствор аммиака в воде) с массовой долей аммиака 10%. Объем аммиака (н.у.), который необходимо растворить в 200 мл 5%-ного раствора (с=0,977 г/мл), чтобы получить 10%-ный раствор составляет _____ л.

Ответ: 14,3

Задание 7.

В обычных условиях золото отличается высокой химической стойкостью. Для его растворения обычно используют царскую водку - смесь азотной и соляной кислот. При этом образуется комплексный анион $[AuCl_4]^-$, а нитрат-ион восстанавливается с образованием оксида азота (II).

Степень окисления и координационное число комплексообразователя в образующемся комплексном соединении равны соответственно ...

Ответ №1: +3

Ответ №2: 4

Задание 8.

В уравнении окислительно-восстановительной реакции

$K_2Cr_2O_7 + HCl = … + Cl_2\uparrow + … + H_2O$

коэффициент перед формулой восстановителя равен….

Ответ №1: 14

Ответ №2: 26

Ответ №3: 35

Задание 9.

Если 0,01 М раствор соляной кислоты разбавить водой в 2 раза, то значение pH …

Ответ: Ответ №1: увеличится на 0,3

Ответ №2: увеличится на 0,5

Ответ №3: уменьшится на 0,2

Задание 10.

Значение pH, при котором начнется осаждение гидроксида меди (II) из

0,001 М раствора ее нитрата, равно (с точностью до сотых, раствор считать идеальным, … $K_s\,Cu(OH)_2 = 2{,}2\cdot10^{-20}$…

Результат запишите в виде десятичного числа с двумя знаками после запятой (например: 1,36).

Ответ: 5,67

Задание 11.

Для определения содержания гидрокарбонат-ионов в минеральной воде пробу объемом 100 мл оттитровали раствором соляной кислоты в присутствии метилового оранжевого. На титрование было израсходовано 11,8 мл 0,0150 М раствора HCl. Содержание гидрокарбонат-ионов в минеральной воде составляет _____ мг/л (с точностью до целых).

Ответ: 108

Задание 12.

Энергия связи O-H в молекуле воды составляет 462,6 кДж/моль. С учетом того, что энергии связей в молекулах H_2 и O_2 равны соответственно 436 и 495 кДж/моль, стандартная энтальпия образования H_2O(г) составляет _____ кДж/моль (с точностью до целого значения).

Ответ: -242

Задание 13.

Начальные концентрации оксида азота (II) и кислорода в системе

$2NO + O_2 = 2\,NO_2$ составляли 0,5моль /л и 0,4 моль/л соответственно. К моменту, когда прореагирует 80% исходного количества оксида азота (II), скорость реакции уменьшится в ____ раз.

Ответ: 50

Задание 14.

Установите соответствие между параметром и характером его изменения, необходимого для увеличения выхода продукта (CO) в реакции

$CO_{2\,(г)} + C_{(тв)} \leftrightarrow 2CO_{(г.)}$; $\Delta_r H = 173$ кДж.

1. Температура
2. Давление
3. Концентрация CO
4. Концентрация CO_2

Ответ №1:

повысить

Ответ №2:

понизить

Ответ №3:

понизить

Ответ №4:

повысить

Задание 15.

Осмотическое давление раствора глюкозы при 20^0С равно 511,7 кПа. Если разбавить раствор в три раза, а температуру повысить до 50^0С, то осмотическое давление будет составлять _____ кПа (с точностью до целого числа).

Ответ: 188

Задание 16.

Стальное изделие с никелевым покрытием используется во влажной атмосфере и нейтральной среде. Уравнения электродных реакций, которые будут протекать при нарушении целостности покрытия, имеют вид ...

Ответ №1:

$Fe - 2e \rightarrow Fe^{2+}$

Ответ №2:

$O_2 + 2H_2O + 4e \rightarrow 4OH^-$

Задание 17.

Хромирование стальной детали проводили в растворе сульфата хрома (III) с инертным анодом в течение 1часа при силе тока 4,5 А и выходе по току 35%. Масса выделившегося хрома составила ____ г (с точностью до целого значения, $A_r(Cr) = 52,0$; F = 96500 Кл/моль).

Ответ: 1

Задание 18.

Синтез - газ (смесь CO и H_2) является исходным сырьем для промышленного производства метанола и многих других продуктов химической промышленности. Одним из способов получения синтез - газа является реакция H_2O(г.) + C(графит) = CO(г.) + H_2(г.). Синтез проводится в реакторе объемом 1 $м^3$ с использованием 100 кг графита и 5 моль паров воды при температуре 800°С. Согласно справочным данным, приведенным в таблице

Вещество	$\Delta_f H^\circ_{298}$, кДж/моль	S°_{298}, Дж/моль · К
H_2(г)	0	130,7
C(графит)	0	5,7
CO(г)	-110,5	197,7
H_2O(г)	-241,8	188,8

(зависимостью термодинамических функций от температуры пренебречь), выход синтез - газа в данных условиях составляет _____ %.

Ответ: 58

Задание 19.

Основу клея ПВА составляет полимер поливинилацетат, который получают полимеризацией винилацетата. Степень полимеризации поливинилацетата, если осмотическое давление 0,01%-ного раствора (ρ = 1 г/$см^3$) при 25°С равно 5,76 Па, а поведение раствора подчиняется уравнению Вант-Гоффа, составляет (с точностью до целого значения) ...

Ответ: 500

Задание 20.

Потенциалопределяющим ионом в коллоидной частице, образовавшейся при взаимодействии 60 мл 0,001М раствора нитрата серебра с 20 мл 0,002 М раствора хлорида магния, является ион ...

Ответ: Cl^-.

ВОПРОСЫ СОБЕСЕДОВАНИЯ

Вопросы к разделу I

Способы решения задач по химии

1. Прямой алгебраический способ.
2. Способ пропорционального расчета.
3. Квадрат Пирсона.
4. Решение задач способом произвольной гипотезы.
5. Расчеты по химическим формулам. Вычисление массовых долей (%) по формулам

веществ.

Вопросы к разделу II

Газовые законы. Взаимозависимые параметры состояния газов

1. Стехиометрические законы химии:
- закон сохранения массы и энергии веществ;
- закон постоянства состава (Ж. Пруст);
- закон кратных отношений (Дж. Дальтон);
- закон Авогадро и следствия из него;
- закон объемных отношений (Ж. Гей-Люссак);
- закон эквивалентов (И. Рихтер).
2. 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.
3. Стехиометрические расчеты по уравнениям химических реакций.
4. Схема расчета по химическому уравнению с использованием масс и объемов.

Вопросы к разделу III

Основные типы расчетных задач

1. Нахождение молекулярной формулы вещества. Нахождение формулы вещества по массовым долям элементов.
2. Нахождение химической формулы газообразного вещества по массовым долям элементов и относительной плотности его по другому газу.
3. Нахождение химической формулы вещества по продуктам сгорания.
4. 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.
5. Расчеты по химическим уравнениям при условии, что одно из реагирующих веществ дано в избытке.
6. Расчеты по термохимическим уравнениям. Вычисление объема газа, необходимого для реакции с определенным объемом другого газа.
7. Определение массовой (объемной доли) выхода продукта реакции в процентах от теоретически возможного.
8. Вычисление масс (объема) продукта реакции по известной массе (объему) исходного вещества, содержащего примеси.
9. Нахождение формулы вещества по указанным в условии задачи свойствам.
10. Определение состава смесей веществ и сплавов. Массовая доля компонента.
11. Типичные реакции разложения веществ, составляющих смеси.

Вопросы к разделу IV

Растворы

1. Массовая доля вещества в растворе.
2. Растворимость. Кристаллогидраты.
3. Задачи на определение формулы кристаллогидрата.
4. Задачи на приготовление растворов кристаллогидратов.
5. Действия с растворами:
- разбавление,
- упаривание,
- концентрирование,
- сливание двух растворов.

Вопросы к разделу V

Электролиз

1. Окислительно-восстановительные реакции.
2. Правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.
3. Методы ионно-электронного баланса. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных процессов.
4. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов и растворов.
5. Количественные соотношения при электролизе. Законы Фарадея.
6. Гальванический элемент.
7. Направление и глубина окислительно-восстановительных реакций.

Вопросы к разделу VI

Особенности олимпиадных задач

1. Особенности олимпиадных задач.

2. Формы построения олимпиадных задач.

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.

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. интов 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.

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®WINEDUperDVC 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 2023/2024 уч. г.

РПД обсуждена и одобрена для реализации в 2023/2024 уч. г. на заседании кафедры химии (протокол №__ от _____.2023 г.). В РПД внесены следующие изменения и дополнения:

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