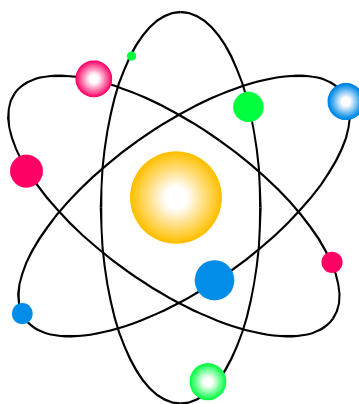


ХИМИЯ



ИЗДАТЕЛЬСТВО ТГТУ

**Министерство образования Российской Федерации
Тамбовский государственный технический университет**

ХИМИЯ

Методические указания

Тамбов
Издательство ТГТУ
2003

ББК Г1Я73-5
УДК 541(075)
И85

Утверждено Редакционно-издательским советом университета

Рецензент
Кандидат химических наук, доцент
О.А. Корчагина

И85 Химия: Метод. указания / Сост.: Б.И. Исаева, И.В. Якунина. Тамбов: Изд-во Тамб. гос. техн. ун-та, 2003. 64 с.

Методические указания содержат программу, типовые примеры, решения задач, контрольные вопросы, список рекомендуемой литературы.

Предназначены для студентов заочного отделения специальностей 100400, 311300, 120100.

ББК Г1Я73-5
УДК 541(075)

© Тамбовский государственный
технический университет
(ТГТУ), 2003

Учебное издание

ХИМИЯ

Методические указания

Составители: **Исаева Белла Ивановна**

Якунина Ирина Владимировна

Редактор В.Н. Митрофанова

Компьютерное макетирование Е.В. Кораблевой

Подписано к печати 10.11.2003

Формат 60 × 84/16. Бумага газетная. Печать офсетная

Гарнитура Times New Roman. Объем: 3,72 усл. печ. л.; 3,60 уч.-изд. л.

Тираж 150 экз. С. 820

Издательско-полиграфический центр

Тамбовского государственного технического университета

392000, Тамбов, Советская, 106, к. 14

ПРОГРАММА

Содержание курса и объем требований, предъявляемых студентам при сдаче экзамена, определяется программой по химии. Данная программа предназначена для подготовки инженеров специальностей: 100400, 101600, 311400, 311300, 311900, 120100. Программа состоит из 17 разделов и разработана с учетом требований государственного комитета РФ по высшему образованию к содержанию естественно-научных дисциплин.

I Химия как наука.

Задачи, стоящие перед химической наукой. Отличительные особенности изучения химии в вузе. Необходимость творческого отношения к познанию. Место химии в ряд наук о природе, ее связь с другими науками.

Основные химические понятия и законы. Законы сохранения и взаимосвязи массы и энергии.

Стехиометрические законы и атомно-молекулярные представления. Закон эквивалентов.

II Строение атома и систематика химических элементов.

Основные сведения о строении атомов. Состав атомных ядер, изотопы, изобары. Современное понятие о химическом элементе. Планетарная модель Резерфорда. Постулаты Бора, их недостатки.

Двойственная природа электрона. Уравнение Де-Бройля. Электронная оболочка атома. Квантово-механическая модель электрона. Квантовые числа и их физический смысл. Энергетические состояния электрона в атоме. Принцип Паули. Правило Хунда.

Современная формулировка периодического закона Д.И. Менделеева. Периодическая система и ее связь со строением атомов. Особенности электронного строения атомов в главных, побочных подгруппах, в семействах лантаноидов и актиноидов: *s*-, *p*-, *d*- и *f*-элементы. Энергия ионизации. Сродство к электрону. Электроотрицательность.

III Химическая связь и строение молекул. Межмолекулярные взаимодействия и фазовые состояния.

Основные виды химической связи. Ковалентная неполярная и полярная. Ионная связь, как предельный случай ковалентной связи. Донорно-акцепторная связь. Металлическая связь. Влияние вида связи на свойства веществ.

Характеристика ковалентной связи: длина, энергия, насыщенность, направленность. Длина и энергия одинарных и кратных связей. Эффективные заряды атомов в молекулах. Строение простейших молекул. Электрический момент диполя. Основные положения метода валентных связей.

Рассмотрение схем перекрывания орбиталей при образовании связей в молекулах. Гибридизация волновых функций: примеры *sp*, *sp²* и *sp³* – гибридизаций. Образование кратных связей сигма- и пи-связей. Понятие о методе молекулярных орбиталей (МО).

Электрическая природа сил межмолекулярных взаимодействий. Водородная связь и силы Ван-Дер-Ваальса. Особенности строения веществ в газообразном, жидком и твердом состояниях. Жидкие кристаллы.

Типы кристаллических решеток. Диаграммы состояния. Фазовые переходы. Химическая связь и межмолекулярные взаимодействия в полупроводниках, диэлектриках.

IV Элементы химической термодинамики.

Энергетические эффекты химических реакций. Внутренняя энергия и энтальпия. Термохимические законы. Энтальпия образования химических соединений. Энергетические эффекты при фазовых переходах. Термохимические расчеты. Энтропия и ее изменения при химических процессах и фазовых переходах. Энергия Гиббса и ее изменения при химических процессах. Энергия Гельмгольца (изохорно-изотермический потенциал).

V Химическая кинетика и равновесие.

Предмет химической кинетики и ее значение. Основные понятия: система, компонент, фаза, реакции гомо- и гетерогенные. Скорость реакции.

Понятие об энергии активации. Уравнение Аррениуса. Возможные механизмы реакций. Факторы, влияющие на скорость реакции: природа реагирующих веществ и растворителей, концентрация, температура.

Катализ. Катализ и катализаторы. Обратимые реакции. Подвижное химическое равновесие. Характеристика химического равновесия. Смещение равновесия. Принцип Ле-Шателье.

VI Дисперсные системы.

Истинные растворы. Классификация дисперсных систем. Грубодисперсные системы и их использование. Коллоидные системы. Особенности строения и свойства. Получение дисперсных систем. Типы растворов, способы выражения их состава. Теория растворения. Физико-химические свойства растворов неэлектролитов: осмос, диффузия. Законы Рауля, Вант-Гоффа. Антифризы.

VII Свойства растворов электролитов.

Теория электролитической диссоциации. Отклонение от закона Рауля и Вант-Гоффа для растворов электролитов. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Константа диссоциации слабых электролитов. Состояние сильных электролитов в растворах. Равновесие в системе, состоящей из насыщенного раствора электролита и его кристаллов. Произведение растворимости, условия осаждения и растворения малорастворимого электролита.

рН. Гидролиз солей. Ионное произведение воды. Шкала рН. Способы определения рН. Буферные растворы. Гидролиз по катиону и аниону. Ступенчатый и полный гидролиз. Константа и степень гидролиза.

Основы химического анализа водных растворов. Основные понятия о качественном и количественном анализе.

VIII Окислительно-восстановительные реакции.

Понятие об окислительном числе. Окисление и восстановление. Окислитель и восстановитель. Положение элемента в периодической системе Д.И. Менделеева и его окислительно-восстановительные свойства. Методы составления окислительно-восстановительных реакций: полуреакций и электронного баланса. Эквивалентная масса окислителя и восстановителя. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Их значение в биологической жизни, лабораторной и промышленной практике.

IX Электрохимические процессы.

Понятие об электродных потенциалах. Гальванические элементы. Электродвижущая сила и ее измерение. Стандартный водородный электрод и шкала стандартных электродных потенциалов. Потенциалы металлических, газовых и окислительно-восстановительных электродов. Уравнение Нернста.

Кинетика электродных процессов. Поляризация и перенапряжение.

Электролиз. Последовательность электродных процессов. Электролиз с нерастворимыми и растворимыми анодами. Практическое применение электролиза: получение рафинированных металлов, получение водорода, кислорода и других веществ. Гальваностегия и гальванопластика. Законы Фарадея.

Химические источники тока. Аккумуляторы разных типов, их устройство и принцип работы. Применение химических источников тока в сельском хозяйстве и промышленности. Топливные элементы.

Классификация коррозионных процессов и видов коррозии. Химическая и электрохимическая коррозия. Причины возникновения, условия протеканий. Запись уравнений реакций, протекающих при коррозии в различных средах: атмосферная, почвенная, биокоррозия, электрокоррозия сельскохозяйственных машин и оборудования при эксплуатации и хранении.

Принципы защиты металлов и сплавов от коррозии. Легирование, изоляционные покрытия, протекторная защита и электрозащита, ингибирование. Рациональный подбор конструкционных материалов.

X Комплексные соединения.

Основные положения координационной теории. Природа химической связи в комплексных соединениях. Номенклатура комплексных соединений.

Пространственное строение и изомерия. Диссоциация комплексных соединений в растворах. Константа нестойкости. Реакции с участием комплексных соединений.

Значение комплексных соединений в биологии и сельском хозяйстве.

XI Органические соединения.

Основные понятия и представления органической химии. Химическая связь в органических соединениях, функциональные группы. Классификация органических соединений. Связь между строением и свойствами. Изомерия.

Углеводороды и их производные. Газообразное, жидкое, твердое топливо. Основные принципы переработки нефти, угля, сланцев в топливо для энергоустановок, смазочные материалы и др. Окислительно-восстановительные процессы при горении, полимеризации и деструктивные процессы при хранении ГСМ.

XII Полимерные материалы.

Понятие о реакциях полимеризации и поликонденсации. Свойства полимеров в зависимости от структуры и состава. Термореактивные и термопластичные материалы. Пленочные материалы, композиты в сельскохозяйственном производстве. Клеи. Изоляционные полимерные материалы.

XIII Общие свойства металлов. Сплавы. Классификация металлов. Кристаллическое строение металлов. Физические и химические свойства. Электронное строение изоляторов и полупроводников. Нахождение металлов в природе. Важнейшие руды. Получение металлов. Пирометаллургия, электроме-

таллургия, гидрометаллургия. Важнейшие кислородсодержащие соединения металлов: оксиды, гидроксиды, соли. Амфотерные металлы. Их оксиды и гидроксиды.

Сплавы на основе железа, меди, алюминия, никеля. Диаграммы состояния металлических систем.

XIV Неметаллы. Бор, углерод, кремний, азот, фосфор, кислород, сера, галогены. Особенности строения электронных оболочек, строение молекул кислорода и азота. Нахождение в природе. Аллотропные видоизменения углерода, кремния, фосфора, кислорода, серы. Получение. Свойства. Водородные соединения: бораны, углеводороды, аммиак, сероводород, галогеноводороды. Вода. Роль воды в природе, жизни человека, народном хозяйстве. Получение водородных соединений, их физические и химические свойства. Применение. Оксиды и гидроксиды. Влияние оксидов азота и серы на окружающую среду. Парниковый эффект. Особенности свойств азотной кислоты. Соли угольной и кремневой кислот. Кварцевое стекло, силикаты. Растворимые стекла. Нитраты, фосфаты, сульфаты. Удобрения. Водород. Положение в периодической системе Д.И. Менделеева. Нахождение в природе, свойства, получение. Применение водорода и его соединений. Водородная энергетика, Кислородсодержащие кислоты хлора и брома. Их окислительные свойства. Соли галогенов. Применение. Токсичность хлорсодержащих продуктов. Пестициды и гербициды.

XV Качественный анализ. Методы качественного анализа. Сигналы методов качественного анализа. Классификация аналитических реакций по цели и объекту, для которых используются эти реакции. Условия выполнения качественных реакций. Классификации катионов и анионов: специфичность и чувствительность реакций. Маскировка мешающих ионов. Дробный и систематический анализ. Анализ смеси катионов и анионов. Анализ сплавов.

XVI Количественный анализ. Классификация методов количественного анализа. Анализ больших и малых количеств веществ. Отбор средней пробы. Взвешивание и подготовка растворов для анализа. Измерение объемов растворов. Титрование. Индикаторы. Выбор индикатора. Сущность методов нейтрализации, осаждения, окисления-восстановления, комплексонометрии. Определение серы, ионов железа (III), кальция, магния, хлора в растворимых хлоридах. Определение содержания хлороводородной кислоты в растворе. Анализ сплавов. Бесстружковый анализ.

XVII Физико-химические методы анализа. Классификация методов: электрохимические, спектральные, хроматографические, радиометрические методы. Электровесовой метод. Определение меди с применением платиновых сетчатых электродов. Определение меди и свинца в латуне. Объемные электрохимические методы. Особенности методов. Кондуктометрическое, потенциометрическое титрование, полярографический и амперометрический методы. Кулонометрия. Фотоэлектроколориметрия. Определение меди и железа методом фотоэлектроколориметрии. Спектрофотометрия. Хроматометрия. Сущность метода. Классификация хроматографических методов. Распределительная хроматография.

Рекомендуемая литература

- 1 Глинка Н.Л. Общая химия. Л.: Химия, 1988.
- 2 Фролов В.В. Химия. М., 1986.
- 3 Лучинский Г.П. Курс химии. М.: Высш. шк., 1985.
- 4 Князев Л.А., Смагин С.Н. Неорганическая химия. М.: Высш. шк., 1990.
- 5 Крешков А.П. Основы аналитической химии. М.: Химия, 1976. В 3 т. Т. 1, 2, 3.
- 6 Воюцкий С.С. Курс коллоидной химии. М.: Химия, 1975.
- 7 Петров А.А., Бальян Х.В., Трощенко А.Т. Органическая химия. М.: Высш. шк., 1981.
- 8 Заварзина Е.Ф., Анкудимова И.А. / Под общ. ред. М.И. Лебедевой. Химия. Лекции к курсу. Тамбов: ТГТУ, 1996.
- 9 Абакумова Н.А., Исаева Б.И. и др. Химия. Лекции к курсу. Ч. 2. Тамбов: ТГТУ, 1998.
- 10 Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. Л.: Химия, 1984.
- 11 Лебедева М.И., Анкудимова И.А. Сборник задач и упражнений по химии с решениями усложненных задач. Тамбов: Изд-во Тамб. гос. техн. ун-та, 2000.
- 12 Лебедева М.И., Анкудимова И.А., Исаева Б.И., Александрова Р.Д. Практикум по химии. Тамбов: ТГТУ, 1997. 130 с.
- 13 Лебедева М.И., Исаева Б.И., Якунина И.В. Практикум по аналитической химии. Тамбов: Изд-во

Тамб. гос. техн. ун-та, 2002.

14 Лебедева М.И., Якунина И.В., Исаева Б.И. Сборник задач и вопросов по аналитической химии с решениями типовых задач. Тамбов: Изд-во Тамб. гос. техн. ун-та, 2001.

КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

В процессе изучения курса химии студент должен выполнить две контрольные работы. Номер варианта получает индивидуально у ведущего преподавателя во время осенней установочной сессии.

Решения задач и ответы на теоретические вопросы должны быть коротко, но четко обоснованы, за исключением тех случаев, когда по существу вопроса такая мотивировка не требуется, например, когда нужно составить электронную формулу атома, написать уравнение реакции и т.п. При решении задач нужно приводить весь ход решения и математические преобразования.

Контрольная работа должна быть аккуратно оформлена: для замечания рецензента надо оставлять широкие поля; писать четко и ясно; номера и условия задач переписывать в том порядке, в каком они указаны в задании. В конце работы следует дать список использованной литературы с указанием года издания. Работы должны быть датированы, подписаны студентом и представлены в университет на рецензирование.

Если контрольная работа не зачтена, ее нужно выполнить повторно в соответствии с указанием рецензента и выслать на рецензирование вместе с незачтенной работой. Исправления следует выполнять в конце тетради, а не в рецензированном тексте. Контрольная работа, выполненная не по своему варианту, преподавателем не рецензируется и не засчитывается как сданная.

Контрольное задание № 1

Основные понятия и законы химии

Пример 1. Сухой воздух имеет средний состав: 21 % кислорода, 78 % азота, 1 % инертного газа (по объему). Вычислите массу 1 м³ воздуха при н.у.

Решение. Число молей всех газов в 1 м³ воздуха (n)

$$n = 1000/22,4 = 44,64 \text{ моля.}$$

По закону Авогадро, общее число молей распределяется между газами пропорционально объемам. Число молей:

$$\begin{aligned} \text{кислорода } (n_1) & \quad n_1 = (44,64 \cdot 21)/100 = 9,37 \text{ моля,} \\ \text{азота } (n_2) & \quad n_2 = (44,64 \cdot 78)/100 = 34,82 \text{ моля,} \\ \text{инертного газа } (n_3) & \quad n_3 = (44,64 \cdot 1)/100 = 0,45 \text{ моля.} \end{aligned}$$

Масса каждого газа в смеси равна его молекулярной массе, умноженной на число молей этого газа: $m = Mn$. Если принять, что инертный газ аргон, то масса 1 м³ воздуха равна

$$\begin{aligned} m_{\text{в}} &= M_{\text{O}_2} n_1 + M_{\text{N}_2} n_2 + M_{\text{Ar}} n_3 = 32 \cdot 9,37 + 28 \cdot 34,82 + 39,9 \cdot 0,45 = \\ &= 1302,75 \text{ г или } 1,303 \text{ кг.} \end{aligned}$$

Пример 2. Определите молекулярную формулу соединения, содержащего 30,43 % азота и 69,57 % кислорода. Плотность этого вещества по водороду равна 46.

Решение. Истинные (молекулярные формулы) показывают действительное число атомов каждого элемента в молекуле. Для вывода истинной формулы вещества, кроме его количественного состава, надо знать его молекулярную массу.

Формулу вещества, данного в задаче, представим так: N_xO_y.

Определяем соотношение между числом атомов азота и кислорода:

$$x : y = 30,43/14 : 69,57/16 = 2,17 : 4,34 = 1 : 2.$$

Соотношение между числом атомов азота и кислорода в молекуле 1 : 2, т.е. простейшая формула этого вещества NO₂. Молекулярная масса ее равна 46.

Молекулярная масса вещества равна: $M = 2D_{\text{H}_2} = 2 \cdot 46 = 92 \text{ г/моль}$. Следовательно, в молекуле вещества должно содержаться: $92/46 = 2$ группы NO₂.

Истинная формула вещества N₂O₄.

Пример 3. На восстановление 7,09 г оксида двухвалентного металла требуется 2,24 дм³ водорода (н.у.). Вычислите эквивалентную массу оксида и эквивалентную массу металла. Чему равна атомная масса металла?

Нормальные условия по Международной системе единиц СИ: давление $1,013 \cdot 10^5$ Па (760 мм рт.ст. = 1 атм), температура 273 К или 0 °С.

Решение. Согласно закону эквивалентов массы (объемы) реагирующих друг с другом веществ m_1 и m_2 пропорциональны их эквивалентным массам (объемам):

$$m_1 / M_{э(1)} = m_2 / M_{э(2)}; \quad (1)$$

$$m_{\text{MeO}} / M_{э(\text{MeO})} = m_{(\text{H}_2)} / M_{э(\text{H}_2)}. \quad (2)$$

Если одно из веществ находится в газообразном состоянии то, как правило, его количество измеряется в объемных единицах (см³, дм³, м³).

Объем, занимаемый при данных условиях мольной или эквивалентной массой газообразного вещества, называется мольным или, соответственно, эквивалентным объемом этого вещества. Мольный объем любого газа при н.у. равен 22,4 дм³. Отсюда эквивалентный объем водорода $V_{э(\text{H}_2)}$, молекула которого состоит из двух атомов, т.е. содержит два моля атомов водорода, равен $22,4 : 2 = 11,2$ дм³. В формуле (2) отношение $m_{(\text{H}_2)} / M_{э(\text{H}_2)}$ заменяем равным ему отношением $V_{(\text{H}_2)} / V_{э(\text{H}_2)}$, где $V_{(\text{H}_2)}$ – объем водорода; $V_{э(\text{H}_2)}$ – эквивалентный объем водорода

$$m_{\text{MeO}} / M_{э(\text{MeO})} = V_{(\text{H}_2)} / V_{э(\text{H}_2)}. \quad (3)$$

Из уравнения (3) находим эквивалентную массу оксида металла $M_{э(\text{MeO})}$:

$$7,09 / M_{э(\text{MeO})} = 2,24 / 11,2;$$

$$M_{э(\text{MeO})} = 7,09 \cdot 11,2 / 2,24 = 35,45 \text{ г/моль.}$$

Согласно закону эквивалентов $M_{э(\text{MeO})} = M_{э(\text{Me})} + M_{э(\text{O}_2)}$, отсюда

$$M_{э(\text{Me})} = M_{э(\text{MeO})} - M_{э(\text{O}_2)} = 35,45 - 8 = 27,45 \text{ г/моль.}$$

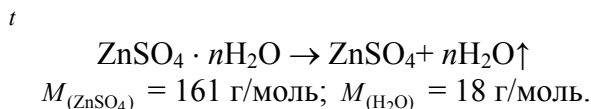
Мольная масса металла определяется из соотношения $M_s = A/B$, где M_s – эквивалентная масса; A – мольная масса металла; B – стехиометрическая валентность элемента. Отсюда

$$A = M_s B = 27,45 \cdot 2 = 54,9 \text{ г/моль.}$$

ТАК КАК АТОМНАЯ МАССА В А.Е.М. ЧИСЛЕННО РАВНА МОЛЬНОЙ (МОЛЕКУЛЯРНОЙ) МАССЕ ВЫРАЖАЕМОЙ В Г/МОЛЬ, ТО ИСКАМАЯ АТОМНАЯ МАССА МЕТАЛЛА 54,9 А.Е.М.

Пример 4. При прокаливании кристаллогидрата сульфата цинка массой 2,87 г его масса уменьшилась на 1,26 г. Установите формулу кристаллогидрата.

Решение. При прокаливании происходит разложение кристаллогидрата:



Из условия задачи следует, что масса воды составляет 1,26 г, а масса ZnSO_4 равна $(2,87 - 1,26) = 1,61$ г. Тогда количество ZnSO_4 составит: $1,61 / 161 = 0,01$ моль, а число молей воды $1,26 / 18 = 0,07$ моль.

Следовательно, на 1 моль ZnSO_4 приходится 7 молей H_2O и формула кристаллогидрата $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

Контрольные вопросы

1 К раствору, содержащему сульфат железа (III) массой 40 г, прибавили раствор, содержащий NaOH массой 24 г. Какова масса образовавшегося осадка?

Ответ: 21,4 г.

2 Какую массу карбоната кальция следует взять, чтобы полученным при его разложении диоксидом углерода наполнить баллон емкостью 40 дм^3 при 188 К и давлении 101,3 кПа?

Ответ: 259 г.

3 При полном сжигании 3,8 г вещества образовалось 2,2 г углекислого газа и 6,4 г сернистого газа. Найдите простейшую формулу вещества, его плотность по кислороду.

Ответ: 2,4.

4 При нормальных условиях 1 дм^3 неизвестного газа имеет массу 2,86 г, 1 дм^3 водорода – 0,09 г. Вычислите молекулярную массу газа исходя из: а) его плотности по водороду; б) молярного объема.

Ответ: ~ 64 г/моль.

5 На нейтрализацию 0,943 г фосфористой кислоты H_3PO_3 израсходовано 10 см^3 раствора щелочи эквивалентной концентрации $2,3 \text{ моль/дм}^3$. Определите основность кислоты и напишите ее структурно-графическую формулу. Почему не указана природа щелочи?

Ответ: 2.

6 На нейтрализацию 1,886 г фосфористой кислоты H_3PO_3 израсходовано 2,566 г KOH. Определите эквивалентную массу фосфористой кислоты и ее основность. На основании расчета напишите уравнение реакции.

Ответ: 41 г/моль.

7 Установите формулу органического вещества А, если известно, что при сгорании 0,816 г этого вещества образуется 2,112 г углекислого газа и 0,432 г воды. Плотность вещества А по водороду 68.

Ответ: $\text{C}_8\text{H}_8\text{O}_2$.

8 Вычислите массу $3,01 \cdot 10^{20}$ молекул хлороводорода и объем, который они займут при $27 \text{ }^\circ\text{C}$ и давлении 0,3 атм.

Ответ: 41 см^3 .

9 0,18 г металла вытесняют из раствора соли 0,56 г второго металла. При растворении этого же количества (0,56 г) второго металла в кислоте выделяется 200 см^3 водорода, измеренного при температуре $0 \text{ }^\circ\text{C}$ и давлении 1,12 атм. Вычислите эквивалентную массу первого металла.

Ответ: 9 г/моль.

10 Масса сосуда емкостью 112 дм^3 , заполненного воздухом при нормальных условиях, составляет 2,5 кг. Вычислите массу этого сосуда, наполненного хлором при давлении 5 атм.

Ответ: 4,13 кг.

11 При взаимодействии металла массой 1,28 г с водой выделился водород объемом 380 см^3 измеренный при $21 \text{ }^\circ\text{C}$ и давлении 104,5 кПа (784 мм рт.ст.). Рассчитайте эквивалентную массу металла.

Ответ: 40 г/моль.

12 Установите формулу кристаллогидрата сульфата кальция, если при прокаливании кристаллогидрата массой 1,72 г потеря массы составила 0,36 г.

13 Найдите формулу кристаллической соды, имеющей состав в массовых долях процента: натрия – 16,08; углерода – 4,20; кислорода – 72,72; водорода – 7,00.

14 Вычислите содержание примесей в массовых долях процента в известняке, если при полном прокаливании его массой 100 г выделился диоксид углерода объемом 20 дм^3 (н.у.).

Ответ: 10,72 %.

15 Определите формулу соединения, в котором массовые доли элементов составляют: Me – 28 %; серы – 24 %; кислорода – 48 %.

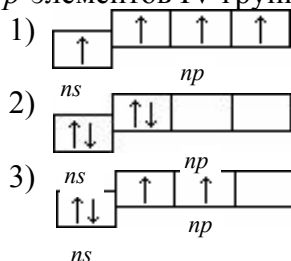
16 При действии соляной кислотой на неизвестный металл массой 22,40 г образуется хлорид металла (II) и выделяется газ объемом $8,96 \text{ дм}^3$ (н.у.). Определите неизвестный металл.

17 Определите состав смеси (ω , %) NaHCO_3 ; Na_2CO_3 ; NaCl, если при нагревании ее массой 10 г выделяется газ объемом $0,672 \text{ дм}^3$ (н.у.), а при взаимодействии с соляной кислотой такой же массы смеси выделяется газ объемом $2,016 \text{ дм}^3$ (н.у.).

4	↑	↑	↑	↑	↑	↑			
$n =$	↓	↓	↓	↓					
3	↑	↑	↑	↑					
$n =$	↓	↓	↓	↓					
2	↑								
$n =$	↓								
1									

Контрольные вопросы

18 Для атомов p -элементов IV группы возможны состояния, описываемые схемами:



Какое из состояний и почему характеризуется более низкой энергией и соответствует невозбужденным атомам?

19 Для атома углерода возможны два различных электронных состояния, выраженных записями $1s^2 2s^2 2p^2$ и $1s^2 2s^1 2p^3$. Как называются эти состояния? Как перейти от первого состояния ко второму?

20 Распределите электроны по уровням и подуровням в атомах с порядковыми номерами 21, 37, 60. Составьте электронно-графические формулы.

21 Какое максимальное число электронов могут занимать s -, p -, d -, и f -орбитали данного энергетического уровня? Почему?

22 Сколько значений магнитного квантового числа возможно для электронов данного слоя, если орбитальное квантовое число равно 3?

23 Какой подуровень заполняется в атоме после завершения подуровней $5p$ и $5d$? Электронная структура атома имеет окончание $3d^5 4s^2$. Определите порядковый номер этого элемента.

24 Напишите электронные формулы ионов Fe^{3+} , S^{2-} .

25 Масса ядра атома некоторого изотопа равна 181 у.е. В электронной оболочке атома 73 электрона. Укажите: а) сколько протонов и нейтронов содержится в ядре атома; б) какой это элемент; в) напишите электронную формулу этого атома.

26 Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 16 и 28. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

27 Изотоп какого элемента образуется в результате ядерной реакции, происходящей при бомбардировке ядер атомов ^{54}Fe α -частицами, если при этом поглощается одна α -частица и выделяется один нейтрон? Составьте уравнение этой ядерной реакции.

28 Сколько и какие значения может принимать магнитное квантовое число m при орбитальном квантовом числе $l = 0; 1; 2$ и 3 ? Какие элементы в периодической системе носят название s -, p -, d -, f -элементов? Приведите примеры.

29 Какую радиоактивность называют искусственной? Изотоп какого элемента образуется в результате ядерной реакции, происходящей при бомбардировке ядер атомов ^{27}Al протонами, если при этом поглощается один протон и выделяется одна α -частица? Составьте уравнение этой ядерной реакции.

30 Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 17 и 29. У последнего происходит "провал" $4s$ -электрона на $3d$ -подуровень. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

31 Напишите электронные и электронно-графические формулы атомов элементов с порядковыми номерами 24 и 33, учитывая, что у первого происходит "провал" одного $4s$ -электрона на $3d$ -подуровень. Чему равен максимальный спин d -электронов у первого атома и p -электронов у атомов второго элемента?

32 Сколько электронов находится на: а) $4f$ - и $5d$ -подуровнях атома свинца; б) $5s$ - и $4d$ -подуровнях атома цезия; в) $5d$ - и $4f$ -подуровнях атома вольфрама; г) $3p$ - и $3d$ -подуровнях атома кобальта; д) $3d$ - и $4s$ -подуровнях атома мышьяка?

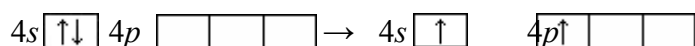
33 Сколько свободных f -орбиталей содержат атомы элементов с порядковыми номерами 57, 68 и 82? Пользуясь правилом Хунда, распределите электроны по орбиталям.

34 Исходя из электронного строения атомов фтора и хлора объясните сходство и различие свойств этих элементов.

Химическая связь

Пример 1. Определите тип гибридизации и пространственную конфигурацию молекулы $ZnCl_2$.

Решение. В образовании связи $Zn-Cl$ участвуют электроны $4s$ -подуровня атома Zn в нормальном состоянии, так как электронная формула цинка $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$. При этом электроны "распариваются" и один из них переходит с $4s$ - на $4p$ -подуровень (возбужденное состояние атома цинка):



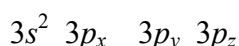
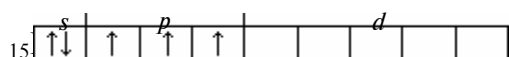
Один s - и один p -электрон участвуют в образовании двух sp -гибридных орбиталей, расположенных под углом 180° , которые при образовании связей $ZnCl_2$ перекрываются p -орбиталями атома хлора. Следовательно, молекула $ZnCl_2$ линейна.

Пример 2. Как изменяется прочность связи $H-E$ в ряду $H_2O-H_2S-H_2Se-H_2Te$?

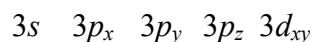
Решение. В указанном ряду размеры валентных электронных облаков элементов (O, S, Se, Te) возрастают, что приводит к уменьшению степени их перекрывания с электронным облаком атома водорода и к возрастающему удалению области перекрывания от ядра атома соответствующего элемента. Это вызывает ослабление притяжения ядер взаимодействующих атомов к области перекрывания электронных облаков, т.е. ослабление связи. К этому же результату приводит возрастающее экранирование ядер, рассматриваемых элементов в ряду $O-S-Se-Te$, вследствие увеличения числа промежуточных электронных слоев. Таким образом, при переходе от кислорода к теллуру прочность связи $H-E$ уменьшается.

Пример 3. Какую валентность, обусловленную неспаренными электронами (спинвалентность), может проявлять фосфор в нормальном и возбужденном (*) состояниях?

Решение. Распределение электронов внешнего энергетического уровня фосфора $\dots 3s^2 3p^3$ (учитывая правило Хунда, $3s^2 3p_x 3p_y 3p_z$) по квантовым ячейкам имеет вид:



Атомы фосфора имеют свободные d -орбитали, поэтому возможен переход одного $3s$ -электрона в $3d$ -состояние:



Отсюда валентность (спинвалентность) фосфора в нормальном состоянии равна трем, в возбужденном – пяти.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

35 Что следует понимать под степенью окисления атома? Определите степень окисления атома углерода и его валентность, обусловленную числом неспаренных электронов в соединениях $CH_4, CH_3OH, HCOOH, CO_2$.

- 36 Какие электроны атома бора участвуют в образовании ковалентных связей? Как метод валентных связей (ВС) объясняет симметричную треугольную форму молекулы BF_3 ?
- 37 Составьте электронные схемы строения молекул Cl_2 , H_2S , CCl_4 . В каких молекулах ковалентная связь является полярной? Как метод валентных связей (ВС) объясняет угловое строение молекул H_2S ?
- 38 Какая химическая связь называется водородной? Между молекулами каких веществ она образуется? Почему H_2O и HF , имея меньший молекулярный вес плавятся и кипят при более высоких температурах, чем их аналоги?
- 39 Что называется кратностью связи? Как влияет увеличение кратности связи на ее длину и энергию?
- 40 Определите ковалентность и степень окисления углерода в молекулах C_2H_6 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, CH_3COOH , CH_3Cl .
- 41 Определите ковалентность и степень окисления хлора в молекулах NaCl , NaClO_3 , NaClO_4 , $\text{Ca}(\text{ClO}_2)_2$.
- 42 Определите ковалентность и степень окисления серы в молекулах $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, Na_2S , Na_2SO_4 .
- 43 Какая из связей $\text{Ca}-\text{H}$, $\text{C}-\text{Cl}$, $\text{Br}-\text{Cl}$ является наиболее полярной и почему?
- 44 Какая из связей $\text{K}-\text{S}$, $\text{H}-\text{S}$, $\text{Br}-\text{S}$, $\text{C}-\text{S}$ наиболее полярна и почему?
- 45 В сторону какого атома смещается электронная плотность в молекулах H_2O , NaNH , HI , CH_4 ?
- 46 Какие кристаллические структуры называют ионными, атомными, молекулярными и металлическими? Кристаллы каких веществ: алмаз, хлорид натрия, диоксид углерода, цинк – имеют указанные структуры?
- 47 Какие силы молекулярного взаимодействия называют ориентационными, индукционными и дисперсионными? Когда возникают эти силы и какова их природа?
- 48 Почему молекула диоксида углерода неполярна, хотя связь углерод – кислород имеет электрический момент диполя $0,37 \cdot 10^{-30}$ Кл · м?
- 49 Каково взаимное расположение электронных облаков при sp^2 -гибридизации? Приведите примеры. Какова пространственная структура этих молекул?
- 50 Определите группу, содержащую наибольшее количество веществ с ковалентной связью а) Br_2 , CaH_2 , MgO , KCl ; б) H_2O , CS_2 , HI , NH_3 ; в) PH_3 , P_2O_5 , Na_2O , BaCl_2 ; г) CaS , Al , O_2 , Cl_2 .
- 51 Укажите, в каких из перечисленных групп все вещества образованы за счет ионной связи, имеют ионную кристаллическую решетку: а) H_2O , NaBr , BaO , N_2O_5 ; б) LiCl , NaBr , MgO , K_2S ; в) CaCl_2 , Na_2S , KF , Na_2O ; г) CaO , CO_2 , NaCl , AlCl_3 .

Энергетика химических процессов и химическое сродство

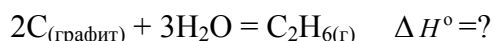
Термохимические расчеты

Пример 1. Реакция горения этана выражается термохимическим уравнением:

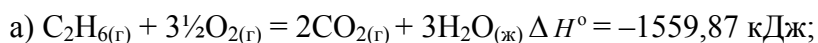


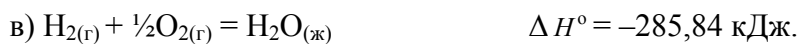
Вычислите теплоту образования этана, если известны теплоты образования $\text{CO}_{2(\text{r})}$ и $\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ (табл. 2).

Решение. Теплотой образования (энтальпией) данного соединения, называется тепловой эффект образования 1 моля этого соединения из простых веществ, взятых в их устойчивом состоянии при данных условиях. Обычно теплоты образования относят к стандартному состоянию, т.е. 25°C (298 K) и $1,013 \cdot 10^5$ Па, и обозначают через ΔH_{298}° . Следовательно, нужно вычислить тепловой эффект реакции, термохимическое уравнение которого имеет вид:

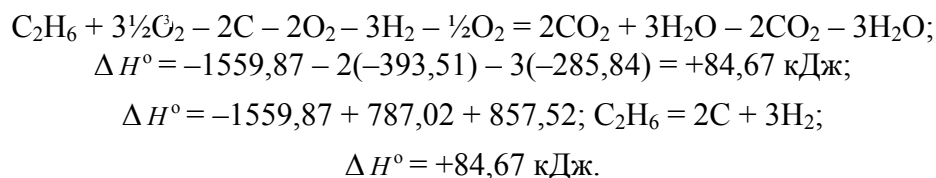


исходя из следующих данных:





На основании закона Гесса, с термохимическими уравнениями можно оперировать так же как и с алгебраическими. Для получения искомого результата следует уравнение (б) умножить на 2, уравнение (в) – на 3, а затем сумму этих уравнений вычесть из уравнения (а):



Так как теплота образования равна теплоте разложения с обратным знаком, то $\Delta H_{\text{C}_2\text{H}_6}^{\text{обр}} = -84,67 \text{ кДж}$. К тому же результату придем, если для решения задачи применим вывод из закона Гесса:

$$\Delta H_{\text{х.р.}}^\circ = 2\Delta H_{\text{CO}_2}^\circ + 3\Delta H_{\text{H}_2\text{O}}^\circ - \Delta H_{\text{C}_2\text{H}_6}^\circ - 3\frac{1}{2}\Delta H_{\text{O}_2}^\circ.$$

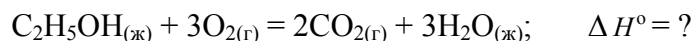
Учитывая, что теплоты образования простых веществ приняты равными нулю

$$\Delta H_{\text{C}_2\text{H}_6}^\circ = 2\Delta H_{\text{CO}_2}^\circ + 3\Delta H_{\text{H}_2\text{O}}^\circ - \Delta H_{\text{х.р.}}^\circ;$$

$$\Delta H_{\text{C}_2\text{H}_6}^\circ = 2(-393,51) + 3(-285,84) + 1559,87 = -84,67;$$

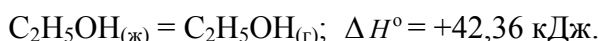
$$\Delta H_{\text{C}_2\text{H}_6}^{\text{обр}} = -84,67 \text{ кДж.}$$

Пример 2. Реакция горения этилового спирта выражается уравнением



Вычислите тепловой эффект реакции, если известно, что мольная теплота образования $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{ж})}$ равна +42,36 кДж и известны теплоты образования: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{г})}$, $\text{CO}_{2(\text{г})}$, $\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ (табл. 2).

Решение. Для определения ΔH° реакции необходимо знать теплоту образования $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{ж})}$. Последнюю находим из данных:



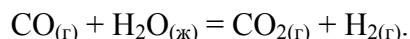
$$+42,36 = -235,31 - \Delta H_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{ж})}}^\circ;$$

$$\Delta H_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{ж})}}^\circ = -235,31 - 42,36 = -277,67 \text{ кДж.}$$

Вычисляем ΔH° реакции, применяя следствие из закона Гесса:

$$\Delta H_{\text{х.р.}}^\circ = 2(-393,51) + 3(-285,84) + 277,67 = -1366,87 \text{ кДж.}$$

Пример 3. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий веществ (табл. 2) вычислите ΔG_{298}° реакции, протекающей по уравнению



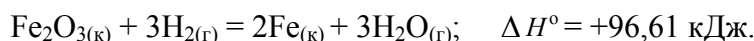
Решение. $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$; ΔH° и ΔS° – функции состояния, поэтому:

$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{x.p.}}^\circ &= \sum \Delta H_{\text{прод}}^\circ - \sum \Delta H_{\text{исх}}^\circ; & \Delta S_{\text{x.p.}}^\circ &= \sum \Delta S_{\text{прод}}^\circ - \sum \Delta S_{\text{исх}}^\circ \\ \Delta H_{\text{x.p.}}^\circ &= (-393,51 + 0) - (-110,52 - 285,84) = +2,85 \text{ кДж}; \\ \Delta S_{\text{x.p.}}^\circ &= (213,65 + 130,59) - (197,91 + 69,94) = \\ &= +76,39 = 0,07639 \text{ кДж/(моль} \cdot \text{К)}; \\ \Delta G^\circ &= +2,85 - 298 \cdot 0,07639 = -19,91 \text{ кДж}.\end{aligned}$$

Контрольные вопросы

При решении задач данного раздела используйте табл. 2.

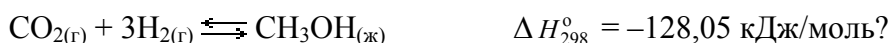
52 Восстановление Fe_2O_3 водородом протекает по уравнению



Возможна ли эта реакция при стандартных условиях, если изменение энтропии $\Delta S^\circ = +0,1387$ кДж/(моль \cdot К)? При какой температуре начнется восстановление Fe_2O_3 ?

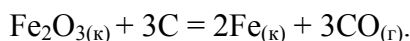
Ответ: 695,5 К.

53 При какой температуре наступит равновесие системы:



Ответ: ~385,5 К.

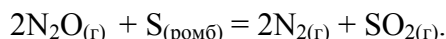
54 Вычислите ΔH° , ΔS° , ΔG_T° , реакции, протекающей по уравнению



Возможна ли реакция восстановления Fe_2O_3 углеродом при температурах 500 и 1000 К?

Ответ: возможна при 1000 К и невозможна при 500 К.

55 Сера сгорает в оксиде азота (I) согласно уравнению



Пользуясь стандартными энтальпиями образования $\text{N}_2\text{O}_{(г)}$ и $\text{SO}_{2(г)}$, вычислите энтальпию сгорания 8 г ромбической серы в оксиде азота (I).

Ответ: -115,23 кДж.

56 Энтальпия образования жидкой воды и водяного пара при 298 К соответственно равны -285,84 и -241,82 кДж/моль. Найдите изменение энтальпии при парообразовании одного моля воды.

Ответ: 44,02 кДж/моль.

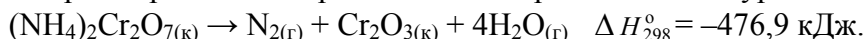
57 Пользуясь табличными значениями стандартных энтальпий, определите энтальпию превращения 93 г белого фосфора в красный.

Ответ: -52,08 кДж/моль.

58 Пользуясь табличными значениями стандартных энтальпий, вычислите энтальпию реакции $2\text{CO}_{(г)} + 4\text{H}_{2(г)} = \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(ж)}$.

Ответ: -299,57 кДж.

59 При нагревании дихромат аммония разлагается по уравнению



Используя стандартные значения энтальпий образования воды, азота и оксида хрома (III), вычислите энтальпию образования дихромата аммония.

Ответ: -1807 кДж / моль.

60 Вычислите какое количество теплоты выделится при восстановлении Fe_2O_3 металлическим алюминием, если было получено $335,1$ г железа.

Ответ: $2543,1$ кДж.

61 При взаимодействии газообразных сероводорода и диоксида углерода образуются пары воды и сероуглерод $\text{CS}_{2(\text{г})}$. Напишите термохимическое уравнение реакции, вычислите ее тепловой эффект.

Ответ: $+65,43$ кДж.

62 При сгорании одного литра ацетилена (н.у.) выделяется $56,053$ кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение реакции, в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода. Вычислите теплоту образования ацетилена.

Ответ: $+226,75$ кДж/моль.

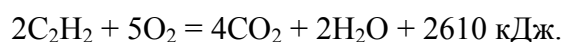
63 При получении эквивалентной массы гидроксида кальция из $\text{CaO}_{(\text{к})}$ и $\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ выделяется $32,53$ кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение этой реакции и вычислите теплоту образования оксида кальция.

Ответ: $-635,6$ кДж.

64 При сгорании газообразного аммиака образуются пары воды и оксид азота. Сколько теплоты выделится при этой реакции, если было получено $44,8$ л NO (н.у.)?

Ответ: $+452,37$ кДж.

65 Термохимическое уравнение реакции сгорания ацетилена:



Сколько теплоты выделится, если будет израсходовано $1,12$ л ацетилена?

Ответ: $65,25$ кДж.

66 В каком из следующих случаев реакция возможна при любых температурах: а) $\Delta H^\circ < 0, \Delta S^\circ > 0$; б) $\Delta H^\circ < 0, \Delta S^\circ < 0$; в) $\Delta H^\circ > 0, \Delta S^\circ > 0$? Объяснить почему.

Ответ: а).

67 Кристаллический хлорид аммония образуется при взаимодействии газообразных аммиака и HCl . Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислите ее тепловой эффект. Сколько теплоты выделится, если в реакции был израсходован аммиак объемом 10 дм^3 (н.у.)?

Ответ: $175,71$ кДж; $78,56$ кДж.

2 Стандартные изменения энергии Гиббса, энтальпии образования некоторых неорганических и органических соединений и их стандартные энтропии при $298,15 \text{ К}$

Вещество и состояние	$\Delta H_{\text{обр}}^\circ$, кДж/моль	$\Delta G_{\text{обр}}^\circ$, кДж/моль	S° , Дж/(моль · К)
$\text{Al}_{(\text{к})}$	0	0	25,34
$\text{CO}_{(\text{г})}$	-110,52	-137,30	197,56
$\text{CO}_{2(\text{г})}$	-393,51	-394,36	213,65
$\text{CH}_{4(\text{г})}$	-74,85	-50,79	186,19
$\text{CS}_{2(\text{г})}$	115,28	-	238,00
$\text{C}_2\text{H}_{2(\text{г})}$	226,00	208,50	200,83
$\text{C}_6\text{H}_{6(\text{г})}$	-82,90	-33,00	229,50
$\text{CH}_3\text{OH}_{(\text{г})}$	-201,45	-167,10	126,80
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{г})}$	-235,60	-168,10	282,40
$\text{CaO}_{(\text{к})}$	-635,50	-604,20	39,70
$\text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{к})}$	-986,10	-897,10	83,40

Вещество и состояние	$\Delta H_{\text{обр}}^{\circ}$, кДж/моль	$\Delta G_{\text{обр}}^{\circ}$, кДж/моль	S° , Дж/(моль · К)
CaCO _{3(к)}	-1206,90	-1128,80	92,90
Ca ₃ (PO ₄) _{2(к)}	-4137,60	-3899,50	236,00
Cr ₂ O _{3(к)}	-1140,60	-1059,00	81,20
Fe _(к)	0	0	27,15
Fe ₂ O _{3(к)}	-822,00	-740,00	87,00
H _{2(г)}	0	0	130,52
MgO _(к)	-601,80	-569,60	26,90
MgCO _{3(к)}	-1113,00	-1029,30	65,70
N _{2(г)}	0	0	191,50
NH _{3(г)}	-46,20	-16,71	192,60
(NH ₄) ₂ Cr ₂ O _{7(к)}	-1807,00	-	-
NH ₄ Cl _(к)	-314,22	-203,22	95,81

ПРОДОЛЖЕНИЕ ТАБЛ. 2

Вещество и состояние	$\Delta H_{\text{обр}}^{\circ}$, кДж/моль	$\Delta G_{\text{обр}}^{\circ}$, кДж/моль	S° , Дж/(моль · К)
NO _(г)	90,25	86,58	210,60
NO _{2(г)}	33,00	51,50	240,20
N ₂ O _(г)	82,00	104,10	219,86
N ₂ O _{5(г)}	13,30	117,14	355,65
O _{2(г)}	0	0	205,04
O _{3(г)}	142,20	162,70	238,80
H ₂ O _(г)	-241,82	-228,61	188,72
H ₂ O _(ж)	-285,83	-237,24	70,08
HCl _(г)	-92,31	-95,30	186,79
P _(г)	316,50	280,10	163,08
P _(к, белый)	0	0	41,09
P _(к, красный)	-17,40	-11,90	22,80
P ₂ O _{5(к)}	-1492,00	-2697,60	228,90
S	0	0	31,90
SO _{2(г)}	-296,90	-300,21	248,07
H ₂ S _(г)	-20,90	-33,80	205,69

Химическая кинетика и равновесие

Пример 1. Как изменится скорость реакции окисления диоксида серы $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ при увеличении концентрации SO_2 в два раза?

Решение. Согласно закону действия масс $v_1 = k[\text{SO}_2]_1^2 [\text{O}_2]$; $v_2 = k[\text{SO}_2]_2^2 [\text{O}_2]$, где v_1 и v_2 – скорости реакции при концентрациях SO_2 , равных $[\text{SO}_2]_1$ и $[\text{SO}_2]_2$.

Концентрация кислорода одинакова в обоих случаях. Константа скорости реакции не зависит от концентрации и также будет одинаковой. Так как, по условию $[\text{SO}_2]_2 = 2[\text{SO}_2]_1$, то $v_2/v_1 = [\text{SO}_2]_2^2 / [\text{SO}_2]_1^2 = (2[\text{SO}_2]_1 / [\text{SO}_2]_1)^2 = 4$, т.е. скорость реакции возрастет в четыре раза.

Пример 2. Вычислите, как изменится скорость реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ при увеличении общего давления в три раза?

Решение. Из уравнения Клайперона-Менделеева в форме $\frac{P}{V} = nRT$, представленного в виде: $P = cRT$ (где $c = n/V$ – концентрация, моль/дм³) следует, что при постоянной температуре давление прямо пропорционально концентрации. Следовательно, увеличение давления в три раза вызовет такое же уве-

личение концентрации всех газов, т.е. при $P_2/P_1 = 3$.

$$[\text{SO}_2]/[\text{SO}_2]_1 = [\text{O}_2]_2/[\text{O}_2]_1 = 3. \quad (1)$$

Выразив, согласно закону действия масс, скорость реакции через концентрации $v_1 = k[\text{SO}_2]_1^2 [\text{O}_2]_1$; $v_2 = k[\text{SO}_2]_2^2 [\text{O}_2]_2$ и учитывая равенство (1) получаем:

$$V_2/V_1 = (3[\text{SO}_2]_2/[\text{SO}_2]_1)^2 \cdot (3[\text{O}_2]_2/[\text{O}_2]_1) = 3^3 = 27.$$

В общем случае для реакции $aA + bB + cC = \dots$ (где A, B, C – газы):

$$v_2/v_1 = (P_2/P_1)^{a+b+c}.$$

Пример 3. Даны равновесные концентрации газов, участвующих в реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$, протекающей при постоянной температуре: $[\text{SO}_2] = 0,04$ моль/дм³, $[\text{O}_2] = 0,06$ моль/дм³, $[\text{SO}_3] = 0,02$ моль/дм³.

Найдите константу равновесия и начальные концентрации SO_2 и O_2 .

Решение. Подставляем численные значения равновесных концентраций в выражение для константы равновесия:

$$K = [\text{SO}_3]^2 / [\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2] = [0,02]^2 / [0,04]^2 \cdot [0,06] = 4,16.$$

Для нахождения начальных концентраций (с) выразим их через равновесные. Равновесные концентрации SO_2 и O_2 меньше начальных, так как какое-то количество этих веществ расходуется в реакции.

Пусть x – число молей O_2 , израсходованное в реакции. Тогда $[\text{O}_2] = c_{\text{O}_2} - x$. Так как по уравнению реакции на взаимодействие с 1 молем O_2 идет 2 моля SO_2 , то равновесная концентрация SO_2 равна: $[\text{SO}_2] = c_{\text{SO}_2} - 2x$. При взаимодействии 1 моля O_2 образуется 2 моля SO_3 , x молей O_2 дают $2x$ молей SO_3 , т.е. $[\text{SO}_3] = 2x$.

По условию, $[\text{SO}_3] = 0,02$, поэтому $x = 0,01$, отсюда

$$c_{\text{O}_2} = [\text{O}_2] + x = 0,06 + 0,01 = 0,07 \text{ моль/дм}^3;$$

$$c_{\text{SO}_2} = [\text{SO}_2] + 2x = 0,04 + 2 \cdot 0,01 = 0,06 \text{ моль/дм}^3.$$

Пример 4. Эндотермическая реакция разложения пентахлорида фосфора протекает по уравнению $\text{PCl}_{5(\text{r})} \rightleftharpoons \text{PCl}_{3(\text{r})} + \text{Cl}_{2(\text{r})}$; $\Delta H^\circ = +92,59$ кДж.

Как надо изменить: а) температуру; б) давление; в) концентрацию, чтобы сместить равновесие в сторону прямой реакции – разложения PCl_5 ?

Решение. Смещением химического равновесия называют изменение равновесных концентраций реагирующих веществ в результате изменения одного из условий реакции. Направление, в котором сместилось равновесие, определяется по принципу Ле Шателье: а) так как реакция разложения PCl_5 эндотермическая ($\Delta H^\circ > 0$), то для смещения равновесия в сторону прямой реакции нужно повысить температуру; б) так как в данной системе разложение PCl_5 ведет к увеличению объема (из одной молекулы газа образуется две газообразные молекулы), то для смещения равновесия в сторону прямой реакции надо уменьшить давление; в) смещение равновесия в указанном направлении можно достигнуть как увеличением концентрации PCl_5 , так и уменьшением концентрации PCl_3 или Cl_2 .

Контрольные вопросы

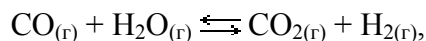
68 Вычислите константу равновесия для гомогенной системы:

$\text{CO}_{(\text{r})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(\text{r})} + \text{H}_{2(\text{r})}$, если равновесные концентрации реагирующих веществ: $[\text{CO}] = 0,004$

моль/дм³; [H₂O] = 0,064 моль/дм³; [CO₂] = 0,016 моль/дм³; [H₂] = 0,016 моль/дм³.

Ответ: K = 1.

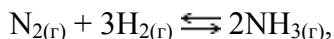
69 Константа равновесия гомогенной системы:



при некоторой температуре равна 1. Вычислите равновесные концентрации всех реагирующих веществ, если исходные концентрации: [CO] = 0,10 моль/дм³; [H₂O] = 0,40 моль/дм³.

Ответ: [CO₂] = [H₂] = 0,08 моль/дм³; [CO] = 0,02 моль/дм³; [H₂O] = 0,32 моль/дм³.

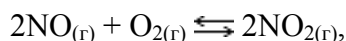
70 Константа равновесия гомогенной системы



при температуре 400 °С равна 0,1. Равновесные концентрации водорода и аммиака соответственно равны 0,2 моль/дм³ и 0,08 моль/дм³. Вычислите равновесную и исходную концентрации азота.

Ответ: 8 моль/дм³; 8,04 моль/дм³.

71 При некоторой температуре равновесие гомогенной системы



установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: [NO] = 0,2 моль/дм³; [O₂] = 0,1 моль/дм³; [NO₂] = 0,1 моль/дм³. Вычислите константу равновесия и исходную концентрацию NO и O₂.

Ответ: K = 2,5; [NO] = 0,3 моль/дм³; [O₂] = 0,15 моль/дм³.

72 Почему при изменении давления смещается равновесие системы: N₂ + 3H₂ ⇌ 2NH₃ и не смещается равновесие системы: N₂ + O₂ ⇌ 2NO? Напишите выражение для констант равновесия каждой из данных систем.

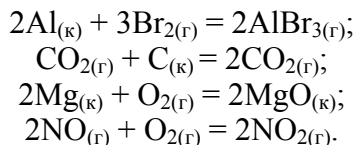
73 Исходные концентрации NO и Cl₂ в гомогенной системе: 2NO + Cl₂ ⇌ 2NOCl, составляют соответственно 0,5 моль/дм³ и 0,2 моль/дм³. Вычислите константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 20 % NO.

Ответ: 0,416.

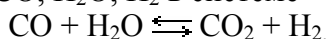
74 Напишите выражение скорости химической реакции протекающей по схеме 2A + B = C, если: а) А и В газообразные вещества; б) А – твердое вещество, В – газ.

75 Напишите выражение скорости химической реакции, протекающей в гомогенной системе, по схеме A + 2B = C. Определите во сколько раз увеличится скорость реакции, если: а) концентрация А увеличится в два раза; б) концентрация В увеличится в три раза; в) концентрации А и В увеличатся в два раза.

76 Напишите выражение скорости химической реакции:



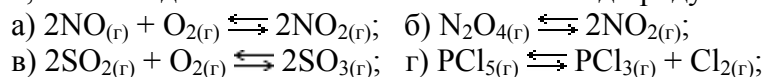
77 Исходные концентрации оксида углерода (II) и паров воды равны и составляют 0,03 моль/дм³. Вычислите равновесные концентрации CO, H₂O, H₂ в системе

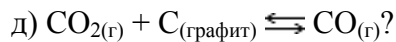


если равновесная концентрация CO₂ оказалась равной 0,01 моль/дм³. Вычислите константу равновесия.

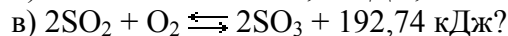
Ответ: [CO] = [H₂O] = 0,02 моль/дм³; [H₂] = 0,01 моль/дм³; K = 0,25.

78 Как, изменяя давление можно повысить выход продуктов следующих реакций:

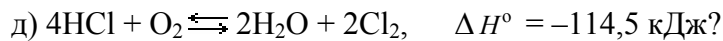
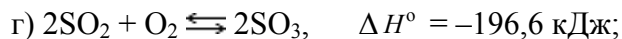
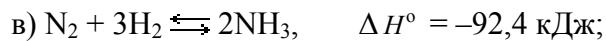
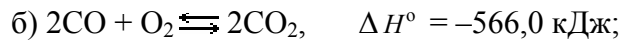




79 Действием каких факторов можно сместить равновесие указанных реакций вправо:



80 Как повлияет понижение температуры и давления на равновесие следующих реакций:



81 Пентахлорид фосфора диссоциирует при нагревании по уравнению $\text{PCl}_5 = \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$. Вычислите константу равновесия этой реакции, если из трех молей PCl_5 , находящихся в закрытом сосуде емкостью 10 дм^3 , подвергается разложению 2,5 моля.

Ответ: 1,2.

82 Равновесие гомогенной системы: $4\text{HCl}_{(\text{r})} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + 2\text{Cl}_{2(\text{r})}$, установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: $[\text{H}_2\text{O}] = 0,14 \text{ моль/дм}^3$; $[\text{Cl}_2] = 0,14 \text{ моль/дм}^3$; $[\text{HCl}] = 0,20 \text{ моль/дм}^3$; $[\text{O}_2] = 0,32 \text{ моль/дм}^3$. Вычислите исходные концентрации хлористого водорода и кислорода.

Ответ: $[\text{HCl}]_{\text{исх}} = 0,48 \text{ моль/дм}^3$; $[\text{O}_2]_{\text{исх}} = 0,39 \text{ моль/дм}^3$.

83 Рассчитайте константу равновесия реакции при 500 К : $\text{PCl}_5 \rightleftharpoons \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$, если к моменту равновесия продиссоциировало 54 % PCl_5 , а исходная концентрация PCl_5 была равна 1 моль / дм^3 .

Ответ: 0,63.

84 Константа равновесия реакции: $\text{FeO}_{(\text{кр})} + \text{CO}_{(\text{r})} \rightleftharpoons \text{Fe}_{(\text{кр})} + \text{CO}_{2(\text{r})}$ при некоторой температуре равна 0,5. Найдите равновесные концентрации CO и CO_2 , если начальные концентрации этих веществ составляли (моль/дм^3): $[\text{CO}] = 0,05$; $[\text{CO}_2] = 0,01$.

Ответ: $[\text{CO}]_{\text{равн}} = 0,04 \text{ моль/дм}^3$; $[\text{CO}_2]_{\text{равн}} = 0,02 \text{ моль/дм}^3$.

Растворы.

Состав и приготовление растворов

Пример 1. Вычислите: а) массовую долю растворенного вещества (ω , %); б) нормальность (n); в) молярность (c); г) моляльность (c_m); д) титр (T) раствора H_3PO_4 , полученного при растворении $18 \text{ г } \text{H}_3\text{PO}_4$ в 282 см^3 воды, если относительная плотность полученного раствора составляет $1,031 \text{ г / см}^3$.

Решение. Концентрацией раствора называется содержание растворенного вещества в определенной массе или в определенном объеме раствора или растворителя:

а) массовая доля растворенного вещества (ω) показывает число граммов (единиц массы) вещества, содержащееся в 100 г (единиц массы) раствора. Так как массу 282 см^3 воды можно принять равной 282 г , то масса полученного раствора $18 + 282 = 300 \text{ г}$. Из формулы:

$$\omega = \frac{m_{\text{р.в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100 \%$$

$$\omega = (18/300) \cdot 100 = 6 \%$$

б) мольно-объемная концентрация, или молярность (c), показывает число молей растворенного вещества, содержащихся в 1 дм^3 раствора.

Масса 1 дм^3 раствора 1031 г . Масса кислоты в 1 дм^3 раствора составит:

$$x = 1031 \cdot 18/300 = 61,86 \text{ г}.$$

Молярность раствора получим делением массы H_3PO_4 в 1 дм^3 раствора на мольную массу H_3PO_4 ($97,99 \text{ г/моль}$):

$$c = 61,86/97,99 = 0,63 \text{ моль/дм}^3;$$

в) эквивалентная концентрация, или нормальность (н), показывает число эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 дм³ раствора.

Так как $M_3(\text{H}_3\text{PO}_4) = M/3 = 97,99/3 = 32,66 \text{ г/моль}$, то

$$n = 61,86/32,66 = 1,89 \text{ моль/дм}^3;$$

г) моляльность (c_m) показывает число молей растворенного вещества, содержащихся в 1000 г растворителя.

$$c_m = \frac{m_{\text{р.в-ва}} \cdot 1000}{M_{\text{р.в-ва}} m_{\text{р-рителя}}}.$$

Следовательно:

$$c_m = \frac{18 \cdot 1000}{98 \cdot 282} = 0,65 \text{ моль/1 кг воды};$$

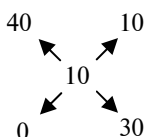
д) титром раствора (Т) называется число граммов растворенного вещества содержащихся в 1 см³ раствора. Так как в 1 дм³ раствора содержится 61,86 г кислоты, то $T = 61,86 / 1000 = 0,06186 \text{ г/см}^3$.

Пример 2. Из раствора сахара с массовой долей 15 % выпарили воду массой 60 г, в результате образовался раствор сахара с массовой долей 18 %. Определите массу исходного раствора сахара.

Решение. Пусть масса исходного раствора – x г, тогда из условия задачи следует, что масса сахара в исходном растворе составит 0,15 x г. После выпаривания масса раствора составит $(x - 60)$ г, а масса сахара в этом растворе – 0,18 $(x - 60)$ г. Отсюда: $0,15x = 0,18(x - 60)$; $x = 360$ г.

Пример 3. Определите массу раствора NaOH с массовой долей 40 %, которую необходимо добавить к воде массой 600 г для получения раствора NaOH с массовой долей 10 %.

Решение. Применяем правило "Креста". Массовые доли (%) растворенных веществ в исходных растворах помещают друг под другом в углах квадрата с левой стороны. Массовая доля растворенного вещества в заданном растворе помещается в центре квадрата, а разности между ней и массовыми долями в исходных растворах – на концах диагоналей по правым углам квадрата. Получим:



Таким образом, на 10 массовых единиц раствора NaOH ($\omega = 40$ %) надо взять 30 массовых единиц воды, т.е. смешать их в массовом соотношении 1 : 3 или на 600 г воды следует взять 200 г раствора NaOH.

Пример 4. Определите массовую долю раствора нитрата серебра, полученного смешением растворов нитрата серебра массами 150 г и 250 г с массовыми долями 20 % и 40 % соответственно.

Решение. Используя правило смешения получим:

$$\omega_1 m_1 + \omega_2 m_2 = \omega_3 m_3,$$

или $20 \cdot 150 + 40 \cdot 250 = (150 + 250) \omega_3; \quad \omega_3 = 32,5 \text{ \%}.$

Пример 5. Какой объем NH_3 (н.у.) необходимо растворить в воде массой 700 г, чтобы получить раствор аммиака с массовой долей 15 %?

Решение. Искомую величину, т.е. объем аммиака обозначим через x дм³. Тогда масса аммиака составит $17x/22,4 = 0,76x$ г ($M(\text{NH}_3) = 17 \text{ г/моль}$). Масса раствора составит по условию задачи:

$$(700 + 0,76x) \text{ г} \quad \text{или} \quad \omega = 0,76x/(700 + 0,76x) = 0,15.$$

Откуда: $x = 163 \text{ дм}^3$.

Пример 6. Определите массовую долю (ω , %) CaCl_2 в растворе, полученном при растворении $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ массой 21,9 г в воде объемом 100 см³.

Решение. $M(\text{CaCl}_2) = 111 \text{ г/моль}$; $M(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 219 \text{ г/моль}$.

Из условия задачи следует, что количество кристаллогидрата составит $21,9/219 = 0,1 \text{ моль}$, тогда $n(\text{CaCl}_2) = n(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 0,1 \text{ моль}$ или $0,1 \cdot 111 = 11,1 \text{ г}$.

Масса раствора будет равна $100 + 21,9 = 121,9 \text{ г}$. Массовая доля хлорида кальция в растворе составит: $11,1/121,9 = 0,09$; $\omega = 9 \%$.

Контрольные вопросы

85 Из раствора соли ($\omega = 16 \%$) массой 640 г выпарили воду массой 160 г и при этом из раствора выпал осадок массой 8 г. Вычислите содержание соли в растворе в массовых долях.

Ответ: 0,20 г.

86 Какую массу раствора серной кислоты с массовой долей 50 % следует добавить к 150 см³ воды для получения раствора серной кислоты с массовой долей 20 %?

Ответ: 100 г.

87 Какие объемы воды и раствора серной кислоты с массовой долей 80 % ($\rho = 1,74 \text{ г/см}^3$) необходимо взять для приготовления 500 см³ раствора серной кислоты с массовой долей 10 % ($\rho = 1,07 \text{ г/см}^3$).

Ответ: 461,5 см³; 38,4 см³.

88 Определите молярную концентрацию раствора KOH, в котором массовая доля KOH составляет 8 % ($\rho = 1,064 \text{ г/см}^3$).

Ответ: 1,52 моль/дм³.

89 Определите массовую долю (ω , %) растворенного вещества в растворах: а) 6М HCl ($\rho = 1,100 \text{ г/см}^3$); б) 10 н. H₂SO₄ ($\rho = 1,289 \text{ г/см}^3$); в) 15 н. H₃PO₄ ($\rho = 1,289 \text{ г/см}^3$).

Ответ: а) 20 %; б) 38 %; в) 38 %.

90 Какой объем сернистого ангидрида при 290 К и давлении 98,5 кПа следует растворить в 0,5 дм³ воды для получения раствора с массовой долей SO₂ 1,0 %?

Ответ: 1,94 дм³.

91 Определите массовую долю (%) FeSO₄ в растворе, полученном при растворении FeSO₄ · 7H₂O массой 208,5 г в воде массой 129,5 г.

Ответ: 33,73 %.

92 Какую массу Na₂CO₃ · 10H₂O нужно растворить в воде массой 350 г, чтобы получить раствор с массовой долей карбоната натрия 0,1%?

Ответ: 129,7 г.

93 Титр раствора H₂SO₄ равен 0,0049 г/см³. Рассчитайте эквивалентную концентрацию раствора H₂SO₄.

Ответ: 0,1 моль/дм³.

94 Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей 90 % ($\rho = 1,81 \text{ г/см}^3$) надо взять, чтобы получить 250 см³ 2 М раствора?

Ответ: 30,08 см³.

95 Сколько и какого вещества останется в избытке, если к 75 см³ 0,3-нормального раствора H₂SO₄ прибавить 125 см³ 0,2-нормального раствора KOH?

Ответ: 0,14 г KOH.

96 Для осаждения в виде AgCl всего серебра, содержащегося в 100 см³ раствора AgNO₃, потребовалось 50 см³ 0,2-нормального раствора HCl. Какова нормальность раствора AgNO₃? Какая масса AgCl выпала в осадок?

Ответ: 0,1 н.; 1,433 г.

97 Для приготовления раствора MgSO₄ с массовой долей 5 %, взято 400 г MgSO₄ · 7H₂O. Найдите массу полученного раствора.

Ответ: 3,90 кг.

98 Какой объем 0,1 М раствора H₃PO₄ можно приготовить из 75 см³ 0,75-нормального раствора?

Ответ: 187,5 см³.

99 Какой объем раствора KOH с массовой долей 50 % ($\rho = 1,538 \text{ г/см}^3$) требуется для приготовления 3 дм³ раствора KOH с массовой долей 6 % ($\rho = 1,048 \text{ г/см}^3$)

Ответ: 245,5 см³.

100 На нейтрализацию 31 см³ 0,16-нормального раствора щелочи требуется 217 см³ раствора H₂SO₄. Чему равны нормальность и титр раствора H₂SO₄?

Ответ: 0,023 н.; $1,127 \cdot 10^{-3} \text{ г/см}^3$.

101 Какой объем 0,3-нормального раствора кислоты требуется для нейтрализации раствора, содержащего 0,32 г NaOH в 40 см³?

Ответ: 26,6 см³.

Свойства растворов

Пример 1. Рассчитайте, при какой температуре должен кристаллизоваться раствор, содержащий в 250 г воды 54 г глюкозы C₆H₁₂O₆.

Решение. M(C₆H₁₂O₆) = 180 г/моль. По формуле $c_m = \frac{m_{\text{р.в-ва}} \cdot 1000}{M_{\text{р.в-ва}} m_{\text{р-рителя}}}$ определим моляльность раствора:

$c_m = 54 \cdot 1000 / 180 \cdot 250 = 1,2$ моль/1000 г воды.

По формуле: $\Delta t_{\text{крист}} = K_{\text{кр}} c_m$ находим: $\Delta t_{\text{крист}} = 1,86 \cdot 1,20 = 2,23^\circ$.

Следовательно раствор будет кристаллизоваться при $-2,23^\circ\text{C}$.

Пример 2. Раствор, содержащий 8 г некоторого вещества в 100 г диэтилового эфира, кипит при 36,86 °С, тогда как чистый эфир кипит при 35,60 °С. Определите молекулярную массу растворенного вещества.

Решение. Из условия задачи находим: $\Delta t_{\text{кип}} = 36,86 - 35,60 = 1,26^\circ$. По уравнению $\Delta t_{\text{кип}} = K_{\text{эб}} c_m$ определяем моляльность раствора: $1,26 = 2,02 \cdot c_m$; $c_m = 1,26 / 2,02 = 0,624$ моля на 1000 г эфира.

Молекулярную массу вещества найдем из соотношения:

$$M = \frac{8 \cdot 1000}{0,624 \cdot 100} = \frac{80}{0,624} = 128,2 \text{ г/моль}$$

Молекулярная масса растворенного вещества равна 128,2 а.е.м.

Пример 3. Определите молекулярную массу неэлектролита, если его навеска массой 17,64 г была растворена в воде и объем раствора доведен до 1000 см³. Измеренное осмотическое давление раствора оказалось равным $2,38 \cdot 10^5$ Па при 20 °С.

Решение. Подставляя экспериментальные данные в уравнение Вант-Гоффа $M = mRT/PV$ получим: $M = 17,64 \cdot 8,31 \cdot 293 / 2,38 \cdot 10^5 \cdot 10^{-3} = 180,3 \cdot 10^{-3}$ кг/моль или $M = 180,3$ г/моль.

Молекулярная масса равна 180,3 а.е.м.

Пример 4. Чему равно при 0 °С осмотическое давление растворов неэлектролитов молярных концентраций: 0,100; 0,800; 0,025 моль/дм³?

Решение. Так как все растворы неэлектролитов молярной концентрации 1 моль/дм³ имеют одинаковое осмотическое давление, равное $22,7 \cdot 10^5$ Па при 0 °С, то осмотическое давление растворов неэлектролитов заданных концентраций будет равно $2,27 \cdot 10^5$; $1,82 \cdot 10^6$; $2,67 \cdot 10^4$ Па соответственно.

Пример 5. При растворении гидроксида натрия массой 12 г в воде массой 100 г температура кипения повысилась на 2,65°. Определите степень диссоциации (%) гидроксида натрия.

Решение. Для сильных электролитов имеем: $\Delta t_{\text{кип}} = i K_{\text{эб}} c_m$ или

$$i = \Delta t_{\text{кип}} / K_{\text{эб}} c_m = 2,65 \cdot 40 \cdot 100 / 0,52 \cdot 12 \cdot 1000 = 1,70.$$

Тогда $\alpha = (i - 1) / (n - 1) = (1,70 - 1) / (2 - 1) = 0,70$ или 70 %.

Эбуллиоскопическая и криоскопическая константы, зависят только от природы растворителя. Значения этих констант для некоторых растворителей представлены в табл. 3.

Контрольные вопросы

102 Почему растворы замерзают при более низкой температуре, чем чистые растворители? При какой температуре будет замерзать раствор этилового спирта с массовой долей 40 %?

Ответ: $-26,96^\circ\text{C}$.

103 В чем сущность криоскопического метода определения молекулярной массы веществ? Раствор, содержащий 1,38 г глицерина в 100 г воды, замерзает при температуре 0,279 °С. Определите молекулярную массу глицерина. Криоскопическая константа воды равна 1,86 °С.

Ответ: 92 а.е.м.

104 В чем заключается аналогия между осмотическим давлением и давлением газов? Рассчитайте

величину осмотического давления раствора, в 1 дм³ которого содержится 91 г сахара C₁₂H₂₂O₁₁ при 27 °С.

Ответ: 663,5 кПа.

105 Для приготовления антифриза на 20 дм³ воды взято 6 дм³ глицерина C₃H₅(ОН)₃. Чему равна температура замерзания, приготовленного антифриза? Плотность глицерина равна 1,2 г/см³.

Ответ: -7,28 °С

106 Сколько глицерина надо взять на 2 дм³ воды, чтобы получить раствор с температурой кипения 106 °С?

Ответ: 2123,08 г.

107 Чему равно осмотическое давление раствора неэлектролита при 27 °С, если в 500 см³ раствора содержится 0,6 моль вещества?

Ответ: 7,98 · 10⁵ Па.

108 Осмотическое давление раствора мочевины (NH₂)₂CO при 0 °С равно 6,8 · 10⁵ Па. Найдите ее массу в 1 дм³ раствора.

Ответ: 18,0 г.

109 Неэлектролит массой 11,5 г содержится в 250 см³ раствора. Осмотическое давление этого раствора при 17 °С равно 12,04 · 10⁵ Па. Определите молярную массу неэлектролита.

Ответ: 92,07 г/моль.

110 Раствор, содержащий неэлектролит массой 0,512 г в бензоле массой 100,000 г, кристаллизуется при 5,296 °С. Температура кристаллизации бензола равна 5,500 °С. Вычислите молярную массу растворенного вещества.

Ответ: 128 г/моль.

111 Вычислите массовую долю (%) водного раствора сахара C₁₂H₂₂O₁₁, зная, что температура кристаллизации раствора равна -0,93 °С.

Ответ: 14,6 %.

112 Раствор, содержащий камфору (C₁₀H₁₆O) массой 3,04 г в бензоле массой 100,00 г, кипит при 80,714 °С. Температура кипения бензола 80,200 °С. Вычислите эбуллиоскопическую константу бензола.

Ответ: 2,57 °С.

113 Вычислите молярную массу неэлектролита, зная, что раствор, содержащий этот неэлектролит массой 2,25 г в воде массой 250,00 г, кристаллизуется при температуре -0,279 °С.

Ответ: 60 г/моль.

114 Какую массу мочевины (NH₂)₂CO следует растворить в воде массой 75 г, чтобы температура кристаллизации понизилась на 0,465°?

Ответ: 1,13 г.

115 Какую массу фенола C₆H₅ОН следует растворить в бензоле массой 125 г, чтобы температура кристаллизации раствора была ниже температуры кристаллизации бензола на 1,7°?

Ответ: 3,92 г.

116 При растворении серы массой 4,86 г в бензоле массой 60,00 г температура его кипения повысилась на 0,81°. Из скольких атомов состоит молекула серы в этом растворе?

Ответ: 8.

117 Раствор, содержащий карбонат натрия массой 0,53 г в воде массой 200,00 г, кристаллизуется при -0,13 °С. Вычислите кажущуюся степень диссоциации этой соли.

Ответ: 0,9.

118 Определите степень диссоциации (%) раствора, содержащего хлорид аммония массой 1,07 г в 200 см³ воды, если температура кипения этого раствора равна 100,09 °С.

Ответ: 73 %.

4 Эбуллиоскопическая и криоскопическая константы

Растворитель	K _{кр} , град.	K _{эб} , град.
--------------	-------------------------	-------------------------

Вода	1,86	0,52
Бензол	5,10	2,57
Этиловый эфир	2,12	–
Фенол	7,3	3,60
Ацетон	–	1,80
Уксусная кислота	3,9	3,1
CCl ₄	2,98	5,3

рН растворов и гидролиз солей

Пример 1. Концентрация ионов водорода в растворе равна $4 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³. Определите рН раствора.

Решение. $\text{pH} = -\lg(4 \cdot 10^{-3}) = -\lg 4 - \lg 10^{-3} = 3 - \lg 4 = 3 - 0,6 = 2,40$.

Пример 2. Чему равна концентрация гидроксид-ионов в растворе, рН которого равен 10,80?

Решение. Из соотношения $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ находим

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 10,80 = 3,20.$$

Отсюда: $-\lg[\text{OH}^-] = 3,20$ или $\lg[\text{OH}^-] = -3,20 = \bar{4},80$.

Этому значению логарифма соответствует значение $6,31 \cdot 10^{-4}$. Следовательно:

$$[\text{OH}^-] = 6,31 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3.$$

Пример 3. Вычислите рН 0,05 М раствора KOH.

Решение. KOH – сильный электролит. Для сильных электролитов:

$$[\text{OH}^-] = c(\text{KOH}) = 0,05 \text{ моль/дм}^3;$$

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg(5 \cdot 10^{-2}) = 2 - \lg 5 = 1,3;$$

$$\text{pOH} + \text{pH} = 14; \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,3 = 12,7.$$

Пример 4. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей: а) KCN, б) Na₂CO₃, в) ZnSO₄. Определите реакцию среды растворов этих солей.

Решение. а) Цианид калия KCN – соль слабой одноосновной кислоты HCN и сильного гидроксида KOH. При растворении в воде молекулы KCN полностью диссоциируют на катионы K⁺ и анионы CN⁻. Катионы K⁺ не могут связывать ионы OH⁻ воды, так как KOH – сильный электролит. Анионы же CN⁻ связывают ионы H⁺ воды, образуя молекулы слабого электролита HCN. Соль гидролизуеться по аниону. Ионно-молекулярное уравнение гидролиза:



или в молекулярной форме: $\text{KCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{KOH}$.

В результате гидролиза в растворе появляется некоторый избыток ионов OH⁻, поэтому раствор KCN имеет щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$).

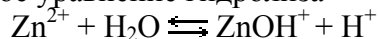
б) Карбонат натрия Na₂CO₃ – соль слабой многоосновной кислоты и сильного гидроксида. В этом случае анионы соли CO₃²⁻, связывая водородные ионы воды, образуют анионы кислой соли HCO₃⁻, а не молекулы H₂CO₃, так как ионы HCO₃⁻ диссоциируют гораздо труднее, чем молекулы H₂CO₃. В обычных условиях гидролиз идет по первой ступени. Соль гидролизуеться по аниону. Ионно-молекулярное уравнение гидролиза



или в молекулярной форме: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$

В растворе появляется избыток ионов OH⁻, поэтому раствор Na₂CO₃ имеет щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$).

в) Сульфат цинка ZnSO₄ – соль слабого многокислотного гидроксида Zn(OH)₂ и сильной кислоты H₂SO₄. В этом случае катионы Zn²⁺ связывают гидроксильные ионы воды, образуя катионы основной соли ZnOH⁺. Образование молекул Zn(OH)₂ не происходит, так как ионы ZnOH⁺ диссоциируют гораздо труднее, чем молекулы Zn(OH)₂. В обычных условиях гидролиз идет по первой ступени. Соль гидролизуеться по катиону. Ионно-молекулярное уравнение гидролиза



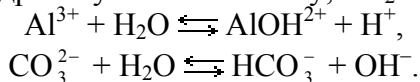
или в молекулярной форме: $2\text{ZnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{ZnOH})_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$.

В растворе появляется избыток ионов водорода, поэтому раствор ZnSO₄ имеет кислую реакцию (pH

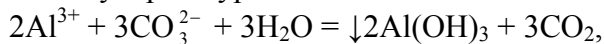
< 7).

Пример 5. Какие продукты образуются при смешивании растворов $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ и K_2CO_3 ? Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнение реакции.

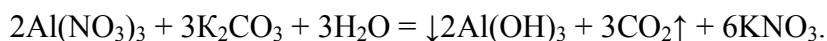
Решение. Соль $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ гидролизуется по катиону, а K_2CO_3 – по аниону:



Если растворы этих солей находятся в одном сосуде, то идет взаимное усиление гидролиза каждой из них, так как ионы H^+ и OH^- образуют молекулу слабого электролита H_2O . При этом гидролитическое равновесие сдвигается вправо и гидролиз каждой из взятых солей идет до конца с образованием $\text{Al}(\text{OH})_3$ и CO_2 (H_2CO_3). Ионно-молекулярное уравнение:



молекулярное уравнение:



КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

119 Сколько граммов гидроксида калия содержится в 10 дм^3 раствора, водородный показатель которого равен 11?

Ответ: 0,56 г.

120 Водородный показатель (рН) одного раствора равен 2, а другого – 6. В 1 дм^3 какого раствора концентрация ионов водорода больше и во сколько раз?

Ответ: 10^4 .

121 Укажите реакцию среды и найдите концентрацию $[\text{H}^+]$ и $[\text{OH}^-]$ ионов в растворах, для которых рН равен: а) 1,6; б) 10,5.

Ответ: а) $2,5 \cdot 10^{-2}$; $4,0 \cdot 10^{-13}$; б) $3,2 \cdot 10^{-11}$; $3,0 \cdot 10^{-4}$ моль/ дм^3 .

122 Вычислите $[\text{H}^+]$ и рН 0,01 М и 0,05 н. растворов H_2SO_4 .

Ответ: $2 \cdot 10^{-2}$; 1,70; $5 \cdot 10^{-2}$; 1,30.

123 Вычислите $[\text{H}^+]$ и рН раствора H_2SO_4 с массовой долей кислоты 0,5 % ($\rho = 1,00 \text{ г/см}^3$).

Ответ: 10^{-1} ; 1,0.

124 Вычислите рН раствора гидроксида калия, если в 2 дм^3 раствора содержится 1,12 г КОН.

Ответ: 12.

125 Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ и Na_2SO_3 . Какое значение рН имеют растворы этих солей (больше или меньше 7)?

126 Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: FeCl_3 , Na_2CO_3 и KCl . Какое значение рН имеют растворы этих солей (больше или меньше 7)?

127 Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: AlCl_3 , K_2CO_3 и NaNO_3 . Какое значение рН имеют растворы этих солей (больше или меньше 7)?

128 Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, KCN и NaNO_3 . Какое значение рН имеют растворы этих солей (больше или меньше 7)?

129 Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: K_2S , ZnSO_4 и NaCl . Какое значение рН имеют растворы этих солей (больше или меньше 7)?

130 Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения совместного гидролиза, происходящего при смешивании растворов: Na_2S и AlCl_3 .

131 Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения совместного гидролиза, происходящего при смешивании растворов: K_2SO_3 и $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

132 Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения совместного гидролиза, происходящего при смешивании растворов: $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ и K_2CO_3 .

133 К раствору $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ добавили следующие вещества: а) H_2SO_4 ; б) Na_2CO_3 . В каких случаях гидролиз $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ усилится? Почему? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

134 К раствору ZnCl_2 добавили следующие вещества: а) HCl ; б) KOH ; в) K_2CO_3 . В каких случаях гидролиз ZnCl_2 усилится? Почему? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидро-

лиза соответствующих солей.

135 К раствору FeCl_3 добавили следующие вещества: а) HCl ; б) NaOH ; в) Na_2CO_3 . В каких случаях гидролиз FeCl_3 усилится? Почему? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

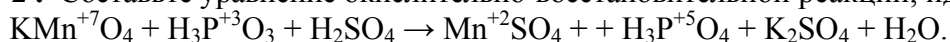
Контрольное задание № 2

Окислительно-восстановительные реакции

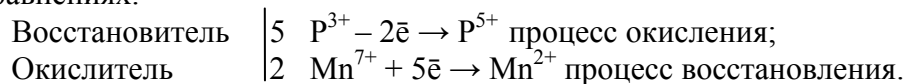
Пример 1. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а) H_2S и HI ; б) H_2S и H_2SO_3 ; в) H_2SO_3 и HClO_4 ?

Решение. а) Степень окисления в H_2S $n(\text{S}) = -2$; в HI $n(\text{I}) = -1$. Так как сера и йод находятся в своей низшей степени окисления, то оба взятые вещества проявляют только восстановительные свойства и взаимодействовать друг с другом не могут; б) в H_2S $n(\text{S}) = -2$ (низшая); в H_2SO_3 $n(\text{S}) = +4$ (промежуточная). Следовательно, взаимодействие этих веществ возможно. Причем, H_2SO_3 является окислителем; в) в H_2SO_3 $n(\text{S}) = +4$ (промежуточная); в HClO_4 $n(\text{Cl}) = +7$ (высшая). Взятые вещества могут взаимодействовать. H_2SO_3 в этом случае будет проявлять восстановительные свойства.

Пример 2. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции, идущей по схеме:



Решение. Если в условии задачи даны как исходные вещества, так и продукты реакции, то написание уравнения реакции сводится, как правило, к нахождению и расстановке коэффициентов. Коэффициенты определяют методом электронного баланса с помощью электронных уравнений. Вычислим, как изменяют свою степень окисления восстановитель и окислитель и отражаем это в электронных уравнениях:



Общее число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, которое присоединяет окислитель. Общее наименьшее кратное для отданных и принятых электронов – десять. Разделив это число на 5, получим коэффициент 2, для окислителя и продукта его восстановления. При делении 10 на 2, получим коэффициент 5, для восстановителя и продукта его окисления. Коэффициенты перед веществами, атомы которых не меняют свою степень окисления, находят подбором. Уравнение реакции будет иметь вид:



Пример 3. Сколько граммов KMnO_4 требуется для окисления 69 г NaNO_2 до NaNO_3 ?

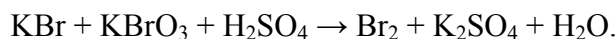
Решение. $2\text{KMnO}_4 + 5\text{NO}_2^- + 6\text{H}^+ = 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{NO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O}.$

$$M_{\text{э}}(\text{KMnO}_4) = \frac{M}{5} = 31,59 \text{ г/моль. } M_{\text{э}}(\text{NaNO}_2) = \frac{M}{2} = 34,5 \text{ г/моль.}$$

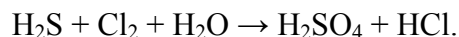
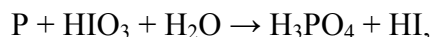
Так как вещества взаимодействуют в отношении их эквивалентов, то для окисления 1 моля NaNO_2 требуется $2/5$ моля KMnO_4 или $2/5$ моля MnO_4^- , т.е. 63,8 г KMnO_4 .

Контрольные вопросы

136 Исходя из степени окисления хлора в соединениях HCl , HClO_3 , HClO_4 определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме



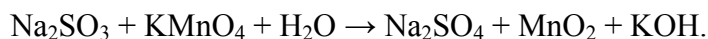
137 Реакции выражаются схемами:



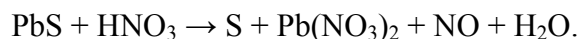
Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Для каждой реакции указать какое вещество является окислителем, какое – восстановителем; какое вещество окисляется, какое – восстанавливается.

138 Составьте электронные уравнения и укажите, какой процесс – окисления или восстановления – происходит при следующих превращениях: $\text{As}^{3-} \rightarrow \text{As}^{5+}$; $\text{N}^{3+} \rightarrow \text{N}^{3-}$; $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S}^0$.

На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:



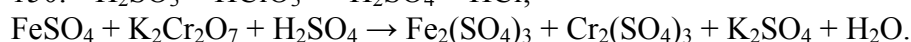
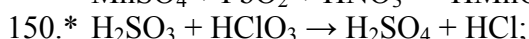
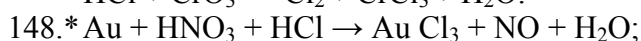
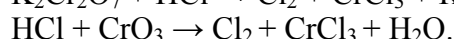
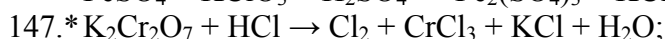
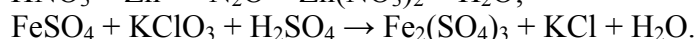
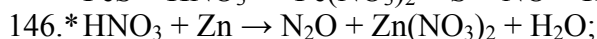
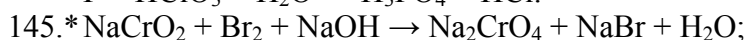
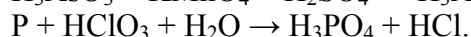
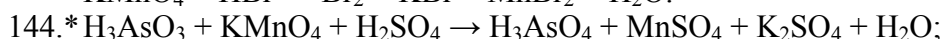
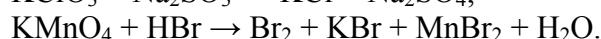
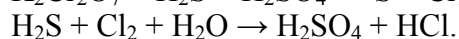
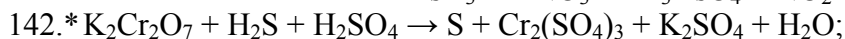
139 Исходя из степени окисления фосфора в соединениях PH_3 , H_3PO_4 , H_3PO_3 , определите какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:



140 Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами: а) NH_3 и KMnO_4 ; б) HNO_2 и HI ; в) HCl и H_2Se ? Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:



141 Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами: а) PH_3 и HBr ; б) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и H_3PO_3 ; в) HNO_3 и H_2S ? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:



* Смотреть условие задачи № 141.

151 В чем сущность процессов окисления и восстановления? Какие простые вещества элементов периодической системы Д.И. Менделеева обладают наиболее сильными окислительными и восстанови-

тельными свойствами? Почему?

152 Как определить эквивалентные массы окислителя и восстановителя? Определите эквивалентную массу $K_2Cr_2O_7$ в реакции с иодидом калия в кислой среде.

Ответ: 49 г/моль.

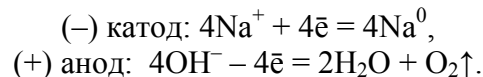
Электрохимия

Пример 1. Вычислите время, необходимое для получения 1 кг металлического натрия при электролизе расплава гидроксида натрия при силе тока 2500 А.

Выход по току равен 35 %. Сколько литров кислорода было получено?

Решение. Электролиз расплава NaOH ведут в присутствии Na_2CO_3 и SiO_2 (для снижения температуры плавления электролита) при 300 °С и силе тока до 4000 А. При этой температуре NaOH диссоциирует: $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$.

При прохождении постоянного тока через расплавленный NaOH на электродах происходят процессы:



Время необходимое для получения 1 кг металлического натрия, определяется по формуле $t = mF/M_3I$; $M_3(Na) = 23$ г/моль.

Объем эквивалентной массы O_2 равен 5,6 дм³.

Для получения 1 кг металлического натрия с учетом выхода по току (η) необходимо затратить время: $t = \frac{mF}{\eta M_3 I} = \frac{1000 \cdot 96500}{0,35 \cdot 23 \cdot 2500} = 4795 \text{ с} = 1 \text{ ч } 20 \text{ мин.}$

При данных условиях электролиза за это время на аноде выделилось кислорода:

$$V_{O_2} = \frac{V_3 I \eta}{F} = \frac{5,6 \cdot 2500 \cdot 4795 \cdot 0,35}{96500} = 243,5 \text{ дм}^3.$$

Пример 2. Определите эдс элемента $(-) Al/Al^{3+} // Ni^{2+}/Ni (+)$ при $c_{Al^{3+}} = c_{Ni^{2+}} = 1$ моль/дм³.

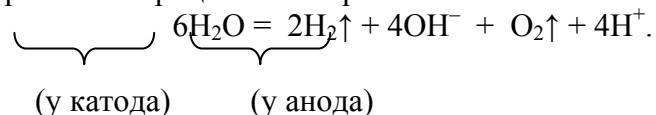
Решение. Эдс = $E_{(Ni^0/Ni^{2+})}^0 - E_{(Al^0/Al^{3+})}^0 = -0,23 - (-1,66) = +1,45$ В (табл. 4).

Пример 3. Напишите уравнение процессов, происходящих при электролизе водного раствора сульфата натрия с инертным анодом.

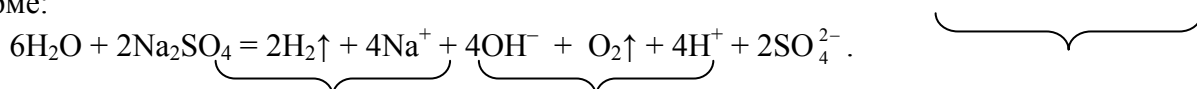
Решение. Стандартный электродный потенциал системы $Na^+ + e^- = Na$ (-2,71 В) значительно отрицательнее потенциала водородного электрода в нейтральной водной среде (-0,41 В). Поэтому на катоде будет происходить электрохимическое восстановление воды, сопровождающееся выделением водорода: $2H_2O + 2e^- = H_2\uparrow + 2OH^-$, а ионы Na^+ , приходящие к катоду, будут накапливаться в прилегающей к нему части раствора (катодное пространство).

На аноде будет происходить электрохимическое окисление воды приводящее к выделению кислорода: $2H_2O = O_2\uparrow + 4H^+ + 4e^-$, поскольку, отвечающий этой системе стандартный электродный потенциал (1,23 В) значительно ниже, чем стандартный электродный потенциал (2,01 В), характеризующий систему $2SO_4^{2-} = S_2O_8^{2-} + 2e^-$. Ионы SO_4^{2-} , движущиеся при электролизе к аноду, будут накапливаться в анодном пространстве.

Умножая уравнение катодного процесса на два и складывая его с уравнением анодного процесса, получаем суммарное уравнение процесса электролиза



Приняв во внимание, что одновременно происходит накопление ионов Na^+ в катодном пространстве и ионов SO_4^{2-} в анодном пространстве, суммарное уравнение процесса можно записать в следующей форме:



(у катода)

(у анода)

Таким образом, одновременно с выделением водорода и кислорода образуется гидроксид натрия (в катодном пространстве) и серная кислота (в анодном пространстве).

Контрольные вопросы

153 Чем отличается электролиз, расплавленного, едкого натра от электролиза его раствора? Какие вещества и в каком количестве выделяются у электродов, если через раствор едкого натра пропускать ток силой 5 А в течение 6 ч 40 мин?

Ответ: 6,96 дм³; 13,93 дм³.

154 Электродвижущая сила элемента, состоящего из медного и цинкового электродов, опущенных в молярные растворы CuSO₄ и ZnSO₄, равна 1,1 В. Рассчитайте, как изменится эдс, если взять 0,1 М раствор CuSO₄ и 0,001 М раствор ZnSO₄.

Ответ: в 1,05 раз.

155 Серебро не вытесняет водород из разбавленных кислот, почему? Однако, если к серебру, опущенному в кислоту, прикоснуться цинковой палочкой, то на серебре начинается бурное выделение водорода. Объясните это явление. Какая химическая реакция при этом происходит?

156 Через растворы NaCl и Na₂SO₄ пропускали в течение некоторого времени постоянный ток. Изменилось ли от этого количество соли в том или другом случае? Ответ мотивировать, составив электронные уравнения процессов, идущих на аноде и катоде.

157 В каком направлении будут перемещаться электроны по проволоке, соединяющей электроды, в гальванических элементах, состоящих из: а) никеля и серебра, опущенных в растворы их солей; б) меди и ртути, погруженных в растворы их солей? Напишите уравнения реакций, протекающих на электродах и обоих элементах.

158 В два сосуда с голубым раствором медного купороса поместили в первый – цинковую пластинку, а во второй – серебряную. В каком сосуде цвет раствора постепенно пропадает? Почему? Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующей реакции.

159 Увеличится, уменьшится или останется без изменения масса цинковой пластинки при взаимодействии ее с растворами: а) CuSO₄, б) MgSO₄, в) Pb(NO₃)₂? Почему? Составьте электронные уравнения соответствующих реакций.

160 Увеличится, уменьшится или останется без изменения масса кадмиевой пластинки при взаимодействии ее с растворами: а) AgNO₃, б) ZnSO₄, в) NiSO₄? Почему? Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

161 Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых никель является катодом, а в другом – анодом. Напишите для каждого из этих элементов электронные уравнения реакций, протекающих на катоде и на аноде.

162 Насколько уменьшится масса серебряного анода, если электролиз раствора AgNO₃ проводить при силе тока 2 А, в течение 38 мин 20 с? Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на графитовых электродах.

Ответ: 4,47 дм³.

163 Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на графитовых электродах, при электролизе расплавов и растворов NaCl и KOH. Сколько литров газа выделится на аноде при электролизе гидроксида калия, если электролиз проводили в течении 30 мин, при силе тока 0,5 А?

Ответ: 0,052 дм³.

164 Почему щелочные металлы нельзя получить электролизом водных растворов их солей? Ответ мотивировать. Как получить щелочные металлы в свободном состоянии?

165 Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на угольных электродах при электролизе раствора Na₂SO₄. Вычислите массу вещества, выделившегося на катоде, если на аноде выделилось 1,12 дм³ газа (н.у.). Какая масса H₂SO₄ образуется при этом в анодном пространстве?

Ответ: 0,2 г; 9,8 г.

166 Как осуществляется очистка меди электролизом? Почему при этом, содержащиеся в сырой меди железо, никель, свинец и олово хотя и переходят в раствор, но не выделяются на катоде? Рассчитайте, сколько времени потребуется для получения 1 кг чистой меди путем электролиза раствора CuSO₄,

при силе тока 10 А?

Ответ: 83,8 ч.

167 Чем отличается электролитический способ получения щелочных металлов от электролитического способа получения едких щелочей? Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах в том и другом случаях.

168 Раствор содержит соли никеля, серебра и меди. В какой последовательности будут выделяться эти металлы при электролизе раствора? Сколько кулонов электричества нужно пропустить через раствор, чтобы выделить 1 г серебра, 1 г меди?

Ответ: 893,5 Кл; 3015,6 Кл.

169 Какие химические процессы протекают на электродах при зарядке и разрядке свинцового аккумулятора?

4 Стандартные электродные потенциалы (E^0) некоторых металлов (ряд напряжений)

Электрод	E^0 , В	Электрод	E^0 , В	Электрод	E^0 , В
K ⁺ /K	-2,924	Cr ³⁺ /Cr	-0,74	2H ⁺ /H ₂	-0,000
Ba ²⁺ /Ba	-2,90	Fe ²⁺ /Fe	-0,44	Sb ³⁺ /Sb	+0,20
Ca ²⁺ /Ca	-2,87	Cd ²⁺ /Cd	-0,403	Bi ³⁺ /Bi	+0,215
Na ⁺ /Na	-2,714	Co ²⁺ /Co	-0,277	Cu ²⁺ /Cu	+0,34
Mg ²⁺ /Mg	-2,37	Ni ²⁺ /Ni	-0,25	Ag ⁺ /Ag	+0,80
Al ³⁺ /Al	-1,70	Sn ²⁺ /Sn	-0,136	Hg ²⁺ /Hg	+0,85
Mn ²⁺ /Mn	-1,18	Pb ²⁺ /Pb	-0,127	Pt ²⁺ /Pt	+1,19
Zn ²⁺ /Zn	-0,763	Fe ³⁺ /Fe	-0,037	Au ³⁺ /Au	+1,50

Коррозия металлов

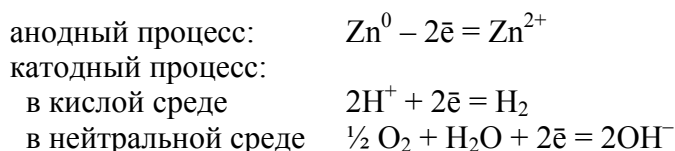
При решении задач этого раздела см. табл. 4.

Коррозия – это самопроизвольно протекающий процесс разрушения металлов в результате химического или электрохимического взаимодействия их с окружающей средой.

При электрохимической коррозии на поверхности металла одновременно протекают два процесса: анодный – окисление металла $Me^0 - n\bar{e} = Me^{n+}$ и катодный – восстановление ионов водорода $2H^+ + 2\bar{e} = H_2$ или молекул кислорода, растворенного в воде, $O_2 + 2H_2O + 4\bar{e} = 4OH^-$. Ионы или молекулы, которые восстанавливаются на катоде, называются деполаризаторами. При атмосферной коррозии – коррозия во влажном воздухе при комнатной температуре – деполаризатором является кислород.

Пример 1. Как происходит коррозия цинка, находящегося в контакте с кадмием в нейтральном и кислом растворах. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов. Каков состав продуктов коррозии?

Решение. Цинк имеет более отрицательный потенциал (-0,763 В), чем кадмий (-0,403 В), поэтому он является анодом, а кадмий катодом:



Так как ионы Zn^{2+} с гидроксильной группой образуют нерастворимый гидроксид, то продуктом коррозии будет $Zn(OH)_2$.

Контрольные вопросы

170 Как происходит атмосферная коррозия луженого и оцинкованного железа при нарушении по-

крытия? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.

171 Медь не вытесняет водород из разбавленных кислот. Почему? Однако если к медной пластинке, опущенной в кислоту, прикоснуться цинковой, то на меди начинается бурное выделение водорода. Дайте этому объяснение, составив электронные уравнения анодного и катодного процессов. Напишите уравнение протекающей химической реакции.

172 Как происходит атмосферная коррозия луженого железа и луженой меди при нарушении покрытия? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.

173 В чем сущность протекторной защиты металлов от коррозии? Приведите пример протекторной защиты железа в электролите, содержащем растворенный кислород. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.

174 Железное изделие покрыли никелем. Какое это покрытие – анодное или катодное? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и в хлороводородной (соляной) кислоте. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?

175 Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов с кислородной и водородной деполяризацией при коррозии пары магний – никель. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?

176 Почему химически чистое железо более стойко против коррозии, чем техническое железо? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при коррозии технического железа во влажном воздухе и кислой среде.

177 Какое покрытие металла называется анодным и какое катодным? Назвать несколько металлов которые могут служить для анодного и катодного покрытия железа. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при коррозии железа, покрытого медью, во влажном воздухе и кислой среде.

178 Железное изделие покрыли кадмием. Какое это покрытие – анодное или катодное? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и хлороводородной (соляной) кислоте. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?

179 Железное изделие покрыли свинцом. Какое это покрытие анодное или катодное? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и хлороводородной (соляной) кислоте. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?

180 Две железные пластинки, частично покрытые одна оловом, другая медью, находятся во влажном воздухе. На какой из этих пластинок быстрее образуется ржавчина? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этих пластинок. Каков состав продуктов коррозии железа?

181 Какой металл целесообразней выбрать для протекторной защиты от коррозии свинцовой оболочки кабеля: цинк, магний или хром? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов атмосферной коррозии. Какой состав продуктов коррозии?

182 Если опустить в разбавленную серную кислоту пластинку из чистого железа, то выделение на ней водорода идет медленно и со временем почти прекращается. Однако если цинковой палочкой прикоснуться к железной пластинке, то на последней начинается бурное выделение водорода. Почему? Какой металл при этом растворяется? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.

183 Цинковую и железную пластинки опустили в раствор сульфата меди. Составьте электронные и ионно-молекулярные уравнения реакций, происходящих на каждой из этих пластинок. Какие процессы будут проходить на пластинках, если наружные концы их соединить проводником.

184 Как влияет pH среды на скорость коррозии железа и цинка? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов атмосферной коррозии этих металлов.

185 Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов с кислородной и водородной деполяризацией при коррозии пары алюминий – железо. Какие продукты коррозии образуются в первом и втором случаях?

186 Какие известны способы защиты металлов от коррозии. Электрохимические методы.

Комплексные соединения

Пример 1. Определите заряд комплексного иона, координационное число (к.ч.) и степень окис-

ления комплексообразователя в соединениях: [Cr(H₂O)₂(NH₃)₃Cl]Cl₂.

а) K₄[Fe(CN)₆]; б) Na[Ag(NO₂)₂]; в) K₂[MoF₈]; г)

Решение. Заряд комплексного иона равен заряду внешней сферы, но противоположен ему по знаку. Координационное число комплексообразователя равно числу лигандов, координированных вокруг него. Степень окисления комплексообразователя определяется так же, как степень окисления атома в любом соединении, исходя из того, что сумма степеней окисления всех атомов в молекуле равна нулю. Заряды нейтральных молекул (H₂O, NH₃) равны нулю. Заряды кислотных остатков определяют из формул соответствующих кислот. Отсюда:

	Заряд иона	Координационное число	Степень окисления
а)	-4	6	+2
б)	-1	2	+1
в)	-2	8	+6
г)	+2	6	+3

Пример 2. Напишите выражение для константы нестойкости комплекса [Fe(CN)₆]⁴⁻.

Решение. Если комплексная соль гексацианоферрат (II) калия, являясь сильным электролитом, в водном растворе необратимо диссоциирует на ионы внешней и внутренней сфер K₄[Fe(CN)₆] = 4K⁺ + [Fe(CN)₆]⁴⁻, то комплексный ион диссоциирует обратимо и в незначительной степени на составляющие его частицы: [Fe(CN)₆]⁴⁻ ⇌ Fe²⁺ + 6CN⁻.

Обратимый процесс характеризуется своей константой равновесия, которая в данном случае называется константой нестойкости (K_н) комплекса:

$$K_{\text{н}} = \frac{[\text{Fe}^{2+}] [\text{CN}^{-}]^6}{[[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}]}$$

Чем меньше значение K_н, тем более прочен данный комплекс.

Контрольные вопросы

187 Определите, чему равны заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях [Cu(NH₃)₄]SO₄, K₂[PtCl₆], K[Ag(CN)₂]. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

188 Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений платины: PtCl₄ · 6NH₃, PtCl₄ · 4NH₃, PtCl₄ · 2NH₃. Координационное число платины (IV) равно шести. Напишите уравнение диссоциации этих соединений в водных растворах. Какое из соединений является комплексным неэлектролитом?

189 Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений кобальта: CoCl₃ · 6NH₃, CoCl₃ · 5NH₃, CoCl₃ · 4NH₃. Координационное число кобальта (III) равно шести. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

190 Определите, чему равны заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число сурьмы в соединениях Rb[SbBr₆], K[SbCl₆], Na[Sb(SO₄)₂]. Как диссоциируют эти соединения в водных растворах?

191 Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений серебра: AgCl · 2NH₃, AgCN · KCN, AgNO₂ · NaNO₂. Координационное число серебра равно двум. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

192 Определите, чему равны заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях K₄[Fe(CN)₆], K₄[TiCl₈], K₂[HgI₄]. Как диссоциируют эти соединения в водных растворах?

193 Из сочетания частиц Co³⁺, NH₃, NO₂⁻ и K⁺ можно составить семь координационных формул комплексных соединений кобальта, одна из которых [Co(NH₃)₆](NO₂)₃. Составьте формулы других шести соединений и напишите уравнения их диссоциации в водных растворах.

194 Определите, чему равен заряд следующих комплексных ионов: [Cr(H₂O)₄Cl₂], [HgBr₄], [Fe(CN)₆], если комплексообразователями являются Cr³⁺, Hg²⁺, Fe³⁺. Напишите формулы соединений содержащих эти комплексные ионы.

195 Определите, чему равен заряд комплексных ионов: $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_5\text{NO}_3]$, $[\text{Pd}(\text{NH}_3)\text{Cl}_3]$, $[\text{Ni}(\text{CN})_4]$, если комплексообразователями являются Cr^{3+} , Pd^{2+} , Ni^{2+} . Напишите формулы комплексных соединений, содержащих эти ионы.

196 Из сочетания частиц Cr^{3+} , H_2O , Cl^- и K^+ можно составить семь координационных формул комплексных соединений хрома, одна из которых $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$. Составьте формулы других шести соединений и напишите уравнения их диссоциации в водных растворах.

197 Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений кобальта: $3\text{NaNO}_2 \cdot \text{Co}(\text{NO}_2)_3$, $\text{CoCl}_3 \cdot 3\text{NH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $2\text{KNO}_2 \cdot \text{NH}_3 \cdot \text{Co}(\text{NO}_2)_3$. Координационное число кобальта (III) равно шести. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

198 Напишите выражения для констант нестойкости комплексных ионов $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, $[\text{PtCl}_6]^{2-}$. Чему равны степень окисления и координационное число комплексообразователей в этих ионах?

199 Константы нестойкости комплексных ионов $[\text{Co}(\text{CN})_4]^{2-}$, $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$, $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ соответственно равны $8 \cdot 10^{-20}$, $4 \cdot 10^{-41}$, $1,4 \cdot 10^{-17}$. В каком растворе, содержащем эти ионы, при равной молярной концентрации ионов CN^- больше? Напишите выражения для констант нестойкости указанных комплексных ионов.

200 Напишите выражения для констант нестойкости следующих комплексных ионов: $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, $[\text{Ag}(\text{SCN})_2]^-$. Зная, что они соответственно равны $1,0 \cdot 10^{-21}$, $6,8 \cdot 10^{-8}$, $2,0 \cdot 10^{-11}$, укажите, в каком растворе, содержащем эти ионы, при равной молярной концентрации больше ионов Ag^+ .

201 При прибавлении раствора KCN к раствору $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ образуется растворимое комплексное соединение $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4]$. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакции. Константа нестойкости какого иона, $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ или $[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$ больше? Почему?

202 Напишите уравнение диссоциации солей $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ в водном растворе. К каждой из них прилили раствор щелочи. В каком случае выпадает осадок гидроксида железа (III)? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции. Какие комплексные соединения называются двойными солями?

203 Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений платины (II), координационное число которой равно четырем: $\text{PtCl}_2 \cdot 3\text{NH}_3$, $\text{PtCl}_2 \cdot \text{NH}_3 \cdot \text{KCl}$, $\text{PtCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3$. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах. Какое из соединений является комплексным неэлектролитом?

s-элементы периодической системы Д.И. Менделеева

Жесткость воды выражается суммой миллиэквивалентов ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} , содержащихся в 1 дм³ воды (мэкв/дм³). Один миллиэквивалент жесткости отвечает содержанию 20,04 мг/дм³ Ca^{2+} или 12,16 мг/дм³ Mg^{2+} .

Пример 1. Вычислите жесткость воды, если в 1 м³ ее содержится $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ массой 222 г и $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ массой 175 г.

Решение. M_3 солей $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ равны $M/2$ т.е. для $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ $M_3 = 162/2 = 81$ г/моль, а для $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ $M_3 = 146/2 = 73$ г/моль.

Содержание солей в 1 дм³ воды: $222/1000 = 0,222$ г $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$;

$175/1000 = 0,175$ г $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$.

Жесткость, обусловленная наличием данных солей:

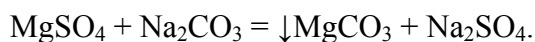
$$\text{Ж} (\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 0,222 \cdot 1000/81 = 2,7 \text{ мэкв/дм}^3;$$

$$\text{Ж} (\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2) = 0,175 \cdot 1000/73 = 2,4 \text{ мэкв/дм}^3;$$

$$\text{Ж} = 2,7 + 2,4 = 5,1 \text{ мэкв/дм}^3.$$

Пример 2. Сколько MgSO_4 по массе содержится в 1 м³ воды, если жесткость этой воды составляет 5 мэкв/дм³. Какую массу Na_2CO_3 следует добавить к воде, чтобы устранить данную жесткость.

Решение. $M_3(\text{MgSO}_4) = 120/2 = 60$ г/моль. Масса соли в 1 м³ воды составит $5 \cdot 1000 \cdot 60 = 300\,000$ мг = 300 г.



Сульфат магния и карбонат натрия (сода) реагируют в эквивалентных количествах

$$M_3(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 53 \text{ г/моль.}$$

Определим число эквивалентов сульфата магния в 1 м^3 раствора

$$5 \cdot 1000 = 5000 \text{ мэкв} = 5 \text{ экв.}$$

Следовательно, для устранения жесткости воды требуется 5 экв Na_2CO_3 или $5 \cdot M_3(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 5 \cdot 53 = 265 \text{ г}$.

Пример 3. Вычислите жесткость воды, зная, что в 500 дм^3 ее содержится $202,5 \text{ г Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

Решение. В 1 дм^3 воды содержится $202,5 : 500 = 0,405 \text{ г Ca}(\text{HCO}_3)_2$, что составляет $0,405 : 81 = 0,005$ эквивалентных масс или 5 мэкв/дм^3 (81 г/моль – эквивалентная масса $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$). Следовательно, жесткость воды составит 5 мэкв/дм^3 .

Пример 4. Сколько граммов CaSO_4 содержится в 1 м^3 воды, если жесткость, обусловленная присутствием этой соли, равна 4 мэкв ?

Решение. Молярная масса CaSO_4 $136,14 \text{ г/моль}$; эквивалентная масса равна $136,14 : 2 = 68,07 \text{ г/моль}$.

В 1 м^3 воды с жесткостью 4 мэкв содержится $4 \cdot 1000 = 4000 \text{ мэкв}$, или $4000 \cdot 68,07 = 272\,280 \text{ мг} = 272,28 \text{ г CaSO}_4$.

Пример 5. Вычислите карбонатную жесткость воды, зная, что на титрование 100 см^3 этой воды, содержащей гидрокарбонат кальция, потребовался $0,08$ -нормальный раствор HCl объемом $6,25 \text{ см}^3$.

Решение. Вычисляем нормальность раствора гидрокарбоната кальция (n_1) по формуле: $V_1 n_1 = V_2 n_2$ или

$$n_1 \cdot 0,08 = 6,25 \cdot 100; \quad n_1 = 0,005 \text{ моль/дм}^3.$$

Таким образом, в 1 дм^3 исследуемой воды содержится $0,005 \cdot 1000 = 5 \text{ мэкв Ca}^{2+}$ – ионов. Карбонатная жесткость воды составит 5 мэкв/дм^3 .

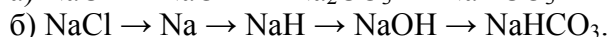
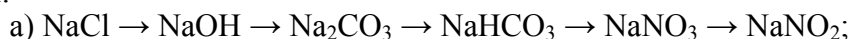
Приведенные примеры решают, применяя формулу:

$$Ж = m/M_3V,$$

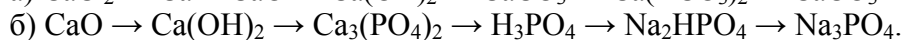
где $Ж$ – жесткость воды, мэкв/дм^3 ; m – масса вещества, обуславливающего жесткость воды или применяемого для ее устранения, мг ; M_3 – эквивалентная масса этого вещества, г/моль ; V – объем воды, дм^3 .

Контрольные вопросы

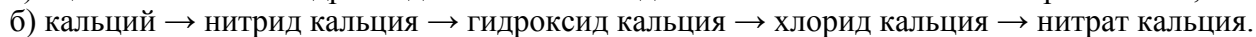
204 Напишите уравнения реакций, в результате которых можно осуществить следующие превращения:



205 Напишите уравнения реакций, в результате которых можно осуществить следующие превращения:



206 Напишите уравнения реакций, в результате которых можно осуществить следующие превращения:



207 Сплав лития и магния растворили в разбавленной соляной кислоте. Определите состав сплава в массовых долях (%), если масса выделившегося газа составила 10% от массы сплава.

Ответ: $28\% \text{ Li}$; $72\% \text{ Mg}$.

208 Какую массу карбоната натрия надо прибавить к 800 дм^3 воды, чтобы устранить жесткость, равную 6 мэкв/дм^3 ?

Ответ: $254,4 \text{ г}$.

209 Вычислите карбонатную жесткость воды, зная что для реакции с гидрокарбонатом магния, содержащимся в 500 см^3 воды требуется 20 см^3 $0,12$ -нормального раствора HCl .

Ответ: $4,8 \text{ мэкв/дм}^3$.

210 В 1 дм^3 воды содержатся ионы Mg^{2+} и Ca^{2+} массой 38 мг и 108 мг соответственно. Вычислите общую жесткость воды.

Ответ: 8,53 мэкв/дм³.

211 Определите жесткость воды, если для ее умягчения на 100 дм³ потребовался гидроксид кальция массой 7 г.

Ответ: 1,89 мэкв/дм³.

212 Вычислите карбонатную жесткость воды, если для реакции с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в 200 см³ воды, требуется 15 см³ 0,08-нормального раствора соляной кислоты.

Ответ: 6,0 мэкв/дм³.

213 В 1 м³ воды содержится сульфат магния массой 140 г. Вычислите жесткость этой воды.

Ответ: 2,33 мэкв/дм³.

214 К 1 м³ жесткой воды прибавили карбонат натрия массой 132,5 г. На сколько понизилась жесткость?

Ответ: 2,5 мэкв/дм³.

215 В 50 дм³ воды содержится гидрокарбонат магния массой 4,5 г. Вычислите карбонатную жесткость воды.

Ответ: 1,11 мэкв/дм³.

216 При взаимодействии простого вещества массой 1,5 г с водой, выделился водород объемом 0,923 дм³ при 27 °С и давлении 10⁵ Па. Определите это вещество.

Ответ: Кальций.

217 Определите массовую долю (%) разложившегося карбоната стронция, если при прокаливании 10,0 кг технического продукта его масса уменьшилась на 1,7 кг.

Ответ: 57 %.

218 При прокаливании гипса массой 30,00 г теряется вода массой 6,28 г. Какова формула кристаллогидрата?

Ответ: CaSO₄ · 2H₂O.

219 При растворении известняка массой 0,5 г в соляной кислоте был получен диоксид углерода объемом 75 см³ при 296 К и давлении 10⁵ Па. Вычислите массовую долю (%) карбоната кальция в известняке.

Ответ: 62 %.

220 Карбид кальция получают по схеме: CaO + 3C = CaC₂ + CO. Вычислите массу оксида кальция, необходимую для получения карбида кальция массой 6,4 т. Какой объем (н.у.) СО при этом образуется?

Ответ: 5,6 т; 2240 м³.

р-элементы периодической системы Д.И. Менделеева

221 Напишите уравнения реакций, в результате которых можно осуществить следующие превращения:

а) алюминий → нитрат алюминия → алюминат натрия → гидроксид алюминия → оксид алюминия → метаалюминат магния;

б) силикат кальция → оксид кремния (IV) → силикат натрия → кремний → тетрафторид кремния.

222 Напишите уравнения реакций, в результате которых можно осуществить следующие превращения:

а) N₂ → NH₃ → NO → NO₂ → HNO₃ → NH₄NO₃ → N₂O;

б) H₂SO₄ → SO₂ → NaHSO₃ → Na₂SO₃ → SO₂ → SO₃ → H₂SO₄.

223 Напишите уравнения реакций, в результате которых можно осуществить следующие превращения:

а) P → PH₃ → P₂O₅ → Ca₃(PO₄)₂ → CaHPO₄;

б) FeS → SO₂ → H₂SO₄ → SO₂ → Na₂SO₃ → Na₂SO₄ → BaSO₄.

224 Закончите уравнения реакций, расставьте коэффициенты:

1. Cl₂ + KOH \xrightarrow{t}

2. H₃AsO₄ + KI + H₂SO₄ →

225 Определите состав сплава (ω, %), если сплав меди с алюминием массой 1,0 г обработали избытком раствора NaOH. Остаток промыли и растворили в азотной кислоте. Раствор выпарили и прокалили. Масса остатка после прокаливания составила 0,4 г.

Ответ: 32 % Cu.

226 Из чугунных стружек массой 2,8510 г после соответствующей обработки был получен оксид кремния (IV) массой 0,0824 г. Вычислите массовую долю (%) кремния в этом образце чугуна.

Ответ: 1,35 %.

227 Имеется смесь кремния и карбоната кальция. Определите ее состав, если известно, что при обработке раствором гидроксида натрия этой смеси выделился газ объемом 22,4 дм³ (н.у.), а при обработке такой же массы смеси соляной кислотой – 0,1 моль газа.

Ответ: 14 г Si; 10 г CaCO₃.

228 Какое количество соды, известняка и кремнезема нужно взять для получения нормального стекла массой 1 кг, содержащего в массовых долях: Na₂O – 13,0 %; CaO – 11,7 %; SiO₂ – 75,3 %?

Ответ: 2,1 моль Na₂CO₃, 2,1 моль CaCO₃, 12,6 моль SiO₂.

229 Какой объем раствора HNO₃ (ω = 10 %, ρ = 1,05 г/см³) потребуется для растворения меди массой 2,5 г.

Ответ: 62,5 см³.

230 Какой объем (н.у.) воздуха необходим для полного сгорания: а) фосфора массой 5 г; б) фосфина массой 5 г?

Ответ: а) 22,6 дм³; б) 33,0 дм³.

231 Какой объем (н.у.) займет аммиак, полученный из смеси хлорида аммония массой 50 г и гашеной извести массой 70 г?

Ответ: 20,94 дм³.

232 Вычислите объем раствора H₂SO₄, (ω = 98 %, ρ = 1,84 г/см³), который теоретически необходим для окисления меди массой 10 г.

Ответ: 17,0 см³.

233 В газометре имеется кислород объемом 20 дм³. В струе кислорода, подаваемой из газометра, сгорел аммиак объемом 12 дм³ (н.у.). Какие газы образовались? Определите их объемы. Какой объем кислорода остался в газометре?

Ответ: 6 дм³ N₂; 11 дм³ O₂.

234 Какая масса нитрита натрия потребуется для восстановления в кислой среде перманганата калия, содержащегося в 250 см³ 0,5-нормального раствора?

Ответ: 4,3125 г.

235 Неизвестный металл (II) массой 13 г обработали разбавленным раствором азотной кислоты. К полученному раствору добавили избыток раствора KOH, при этом выделился газ объемом 1,12 дм³ (н.у.). Какой металл был растворен в азотной кислоте?

Ответ: Zn.

236 Хлор объемом 2,24 дм³ (н.у.) количественно прореагировал с 44,4 см³ раствора бромида калия (ρ = 1,34 г/см³). Рассчитайте концентрацию раствора бромида калия (ω, %).

Ответ: 40,0 %.

237 Смесь, состоящую из хлора и водорода объемами 2,0 дм³ и 1,0 дм³ (н.у.) соответственно, оставили на свету. Через некоторое время 30 % хлора вступило в реакцию. Определите объемный состав газовой смеси после реакции.

Ответ: 1,4 дм³ Cl₂; 0,4 дм³ H₂; 1,2 дм³ HCl.

d-элементы периодической системы Д.И. Менделеева

238 Определите степень чистоты (ω, %) малахита, если для перевода меди из навески руды массой 17,62 г в раствор израсходовано 0,24 моль азотной кислоты. Примеси с азотной кислотой не реагируют.

Ответ: 75,6 %.

239 Какой объем раствора азотной кислоты с массовой долей 8 % (ρ = 1,044 г/см³) потребуется для растворения меди массой 24 г? Какой объем (н.у.) NO выделяется при этом?

Ответ: 754 см³ HNO₃; 5,6 дм³ NO.

240 Для рафинирования была взята черновая медь массой 1000 кг, в которой массовая доля примесей составляет 4 %. Какая масса рафинированной меди может быть получена из нее, если выход по току составляет 92 %?

Ответ: 883 кг.

241 Медно-калийное удобрение содержит в массовых долях: K₂O – 56,8 %; Cu – 1,0 %. Какой процент это составляет в пересчете на хлорид калия и технический медный купорос, в котором массовая доля меди составляет 24 %?

Ответ: 90,0 %; 0,24 %.

242 После длительного прокаливания порошка меди на воздухе масса его увеличилась на 1,8 г. Определите (ω , %) образовавшейся смеси и ее массу.

Ответ: 7,2 г Cu; 9,0 г CuO; 44,4 % Cu; 55,6 % CuO.

243 Газом, выделившимся при обработке латуни массой 150 г избытком раствора соляной кислоты при нагревании, полностью восстановили оксид железа (III), при этом масса оксида железа (III) уменьшилась на 14,4 г. Определите состав смеси (ω , %).

Ответ: 39,0 % Zn; 61,0 % Cu.

244 При пропускании сероводорода через раствор сульфата меди (II) массой 16,00 г образуется черный осадок массой 1,92 г. Рассчитайте концентрацию использованного раствора сульфата меди и объем (н.у.) израсходованного сероводорода.

Ответ: 20 %, 0,448 дм³.

245 Смесь меди и цинка массой А г обработали избытком раствора соляной кислоты. При этом выделился газ объемом Б дм³, измеренный при 280 К и давлении $2 \cdot 10^5$ Па. Вычислите массу цинка в смеси.

Ответ: 5,66 Б г.

246 При взаимодействии гидроксида меди (II) массой 3,92 г и 150 см³ водного раствора аммиака с массовой долей 25 % ($\rho = 0,907$ г/см³) образовался раствор гидроксида тетрааминмеди (II). Определите массовую долю (%) гидроксида тетрааминмеди (II) в полученном растворе.

Ответ: 4,74 %.

247 Сплав содержит никель и хром с массовыми долями 80 и 20 % соответственно. Вычислите, сколько молей Ni приходится на 1 моль хрома.

Ответ: 3,6 моль.

248 Какая масса марганца может быть получена из раствора хлорида марганца при пропускании тока силой 2 А в течение 40 мин, если выход по току составляет 68 %?

Ответ: 0,93 г.

249 Какая масса перманганата калия потребуется для окисления сульфата железа (II) массой 7,6 г в кислом растворе?

Ответ: 1,55 г.

250 Определите массу чугуна, образующегося при переработке чистого магнитного железняка массой 928 т, если известно, что полученный чугун содержит углерод ($\omega = 4$ %).

Ответ: 700 т.

251 Какие объемы 2 М раствора KOH и раствора H₂O₂ с массовой долей 3 % ($\rho = 1$ г/см³) потребуются для реакции с сульфатом хрома (III) массой 200 г?

Ответ: 2,55 дм³, 1,73 дм³.

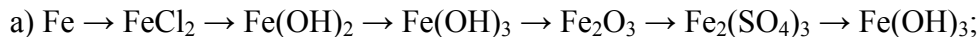
252 На растворение смеси меди и оксида меди (II) массой 18 г израсходован раствор серной кислоты массой 50 г с массовой долей 90 %. Вычислите массу меди в смеси.

Ответ: 12,51 г.

253 К 50 см³ раствора хлорида железа (III) ($\omega = 10$ %, $\rho = 1,09$ г/см³) добавили гидроксид калия массой 5,0 г. Выпавший осадок отфильтровали и прокалили. Определите массу твердого остатка.

Ответ: 2,376 г.

254 Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Органическая химия. Полимеры

255 Как из карбида кальция и воды, применив реакцию Кучерова, получить уксусный альдегид, а затем винилуксусную кислоту (винилацетат). Напишите уравнения соответствующих реакций. Составьте схему полимеризации винилацетата.

256 Как можно получить винилхлорид, имея карбид кальция, хлорид натрия, серную кислоту и воду? Напишите уравнения соответствующих реакций. Составьте схему полимеризации винилхлорида.

257 Полимером какого непредельного углеводорода является натуральный каучук? Напишите структурную формулу этого углеводорода. Как называют процесс превращения каучука в резину? Чем по строению и свойствам различаются каучук и резина?

258 Напишите уравнение реакции получения ацетилена и превращения его в ароматический углеводород. При взаимодействии какого вещества с ацетиленом образуется акрилонитрил? Составьте схему полимеризации акрилонитрила.

259 Напишите структурную формулу метакриловой кислоты. Какое соединение образуется при взаимодействии ее с метиловым спиртом? Напишите уравнение реакции. Составьте схему полимеризации образующегося продукта.

260 Какая общая формула выражает состав этиленовых углеводородов (олефинов или алкенов)? Какие химические реакции наиболее характерны для них? Что такое полимеризация, поликонденсация? Чем отличаются друг от друга эти реакции?

261 Каковы различия в составах предельных и непредельных углеводородов? Составьте схему получения каучука из дивинила и стирола. Что такое вулканизация?

262 Какие соединения называются аминокислотами? Напишите формулы простейших аминокислот. Составьте схему поликонденсации аминокaproновой кислоты. Как называют образующийся при этом полимер?

263 Какие соединения называют альдегидами? Что такое формалин? Какое свойство альдегидов лежит в основе реакции серебряного зеркала? Составьте схему получения фенолформальдегидной смолы.

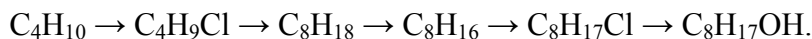
264 Как называют углеводороды, представителем которых является изопрен? Составьте схему сополимеризации изопрена и изобутилена.

265 Какие соединения называются элементоорганическими, кремнийорганическими? Укажите важнейшие свойства кремнийорганических полимеров. Как влияет на свойства кремнийорганических полимеров увеличение числа органических радикалов, связанных с атомом кремния?

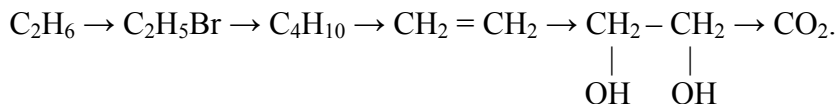
266 Напишите уравнение реакции дегидратации пропилового спирта. Составьте схему полимеризации полученного углеводорода.

267 Какая общая формула выражает состав ацетиленовых углеводородов (алкинов)? Как из метана получить ацетилен, затем винилацетилен, а из последнего хлоропрен?

268 Осуществите превращения:

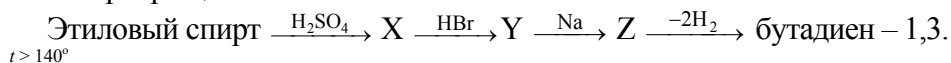


269 Осуществите превращения:



270 Напишите какие формулы соответствуют изомерам гексена – 1. Какие виды изомерии могут быть у этого алкена.

271 Осуществите превращения:



Химические и физико-химические методы анализа

272 На титрование 20,00 см³ раствора HNO₃ затрачено 15,00 см³ 0,12 М раствора NaOH. Вычислите нормальную концентрацию, титр раствора HNO₃ и массу HNO₃ в 250 см³ раствора.

Ответ: 0,09 моль/дм³; 0,005670 г/см³; 1,4175 г.

273 На титрование образца технической соды массой 0,2240 г в присутствии метилового оранжевого израсходовано 18,00 см³ стандартного раствора HCl с титром 0,003646 г/см³. Рассчитайте содержание Na₂CO₃ в исходном образце соды (ω, %).

Ответ: 42,59 %.

274 Азотную кислоту неизвестной концентрации разбавили в мерной колбе вместимостью 250 см³. На титрование 25,00 см³ полученного раствора израсходовано 32,00 см³ раствора NaOH с T_{NaOH/HNO₃} равным 0,063000 г/см³. Вычислите массу HNO₃.

Ответ: 20,16 г.

275 Навеску извести массой 0,7500 г обработали 100 см³ 0,1 М раствора HCl; избыток кислоты оттитровали 20,00 см³ раствора NaOH с титром 0,004216 г/см³. Вычислите содержание CaO в извести (ω , %).

Ответ: 29,50 %.

276 В 100 см³ раствора содержится 200 мг-ионов Ba²⁺ и 1 мг-ион Pb²⁺. Какое вещество будет осажаться первым при постепенном приливании K₂CrO₄. Можно ли количественно разделить указанные катионы в этом растворе с помощью хромата калия?

Ответ: PbCrO₄; нельзя.

277 Для определения сульфатной серы в минерале его навеску 1,1850 г перевели в раствор и отделили мешающие примеси, а сульфат-ионы осадили в виде BaSO₄. Осадок промыли, высушили и прокалили. Масса BaSO₄ составила 0,1321 г. Вычислите массу и массовую долю серы в минерале.

Ответ: 0,0182 г; 1,5 %.

278 Вычислите содержание CaCO₃ и MgCO₃ (ω , %) в известняке, если после растворения 1,0000 г пробы и соответствующей обработки объем раствора довели водой до 100,0 см³ и на титрование 20,00 см³ его для определения суммы Ca и Mg затратили 19,25 см³ 0,0514 М раствора трилона Б, а на титрование Mg израсходовали 6,26 см³ того же раствора трилона Б.

Ответ: 33,38 %; 13,51 %.

279 Исследуемый раствор NiCl₂ разбавлен до 250 см³. К 25,00 см³ этого раствора добавлено 15,00 см³ 0,015 М раствора трилона Б, на титрование избытка которого пошло 5,60 см³ 0,015 М раствора MgSO₄. Рассчитайте массу никеля в исследуемом растворе.

Ответ: 82,77 мг.

280 Рассчитайте навеску образца, содержащего около 65 % MnO₂, чтобы после взаимодействия с 50 см³ 0,1-нормального раствора H₂C₂O₄ избыток ее оттитровывался 25 см³ раствора KMnO₄ (1,00 см³ раствора KMnO₄ эквивалентен 1,035 см³ раствора H₂C₂O₄).

Ответ: 0,1600 г.

281 Навеску технического FeCl₃ 4,8900 г растворили в мерной колбе вместимостью 250 см³. К 25,00 см³ раствора в кислой среде добавили KI. Выделившийся I₂ оттитровали 32,10 см³ 0,0923-нормального раствора Na₂S₂O₃. Вычислите содержание FeCl₃ в образце (ω , %).

Ответ: 98,43 %.

282 Определите концентрацию NaCl в растворе (г/дм³), если при потенциометрическом титровании 20,0 см³ раствора 0,2-нормальным раствором AgNO₃ получили следующие результаты:

V(AgNO ₃), см ³	15,0	20,0	22,0	24,0	24,5	24,9	25,0	25,1	25,5
E, мВ	307	328	342	370	388	428	517	606	646

Ответ: 14,61 г/дм³.

283 Навеску сплава массой 2,1574 г растворили в HNO₃ и после соответствующей обработки довели объем раствора до 100,0 см³. Определите содержание серебра в сплаве (ω , %), если при потенциометрическом титровании 25,0 см³ приготовленного раствора 0,125-нормальным раствором NaCl получили следующие результаты:

V(NaCl), см ³	16,0	18,0	19,0	19,5	19,9	20,0	20,1	20,5	21,0
E, мВ	689	670	652	634	594	518	441	401	383

Ответ: 50 %.

284 Из анализируемого раствора, содержащего ионы Me (III), в результате электролиза при силе тока 1 А за время t было выделено на катоде a металла и получены следующие данные:

Варианты	1	2	3
a , г	0,2800	0,3774	0,6510

t , мин	50	35	15
-----------	----	----	----

Какой это был металл?

Ответ: 1) Al; 2) Cr; 3) Bi.

285 Определите молярный коэффициент поглощения K_2CrO_4 , если относительная оптическая плотность $2,65 \cdot 10^{-3}$ М раствора, измеренная при $\lambda = 372$ нм в кювете с $l = 2,3$ мм, по отношению к раствору сравнения, содержащему 10^{-3} моль/дм³ K_2CrO_4 , оказалась 1,380.

Ответ: 3637.

286 Рассчитайте определяемый минимум фотоколориметрического определения железа (III) с сульфосалициловой кислотой в аммиачной среде, если $l = 5$ см, а минимальный объем окрашенного раствора в кювете составляет 15 см³. Среднее значение молярного коэффициента поглощения комплекса равно 4000. Минимальная оптическая плотность, измеряемая прибором, $A_{\text{мин}} = 0,010$.

Ответ: 0,42 мкг.

287 В УФ-спектре раствора циклопентадиена в гептане оптическая плотность составляет 0,830 при $l = 1$ см. Определите концентрацию раствора, если молярный коэффициент поглощения равен 3400 дм³/(моль·см).

Ответ: $2,442 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³.

288 Молярный коэффициент поглощения дитизоната меди (II) в CCl_4 равен $4,52 \cdot 10^4$. Какую массовую долю меди можно определить с дитизоном, если из навески образца сплава 1,0000 г получили 25,00 см³ раствора дитизоната в CCl_4 . Оптическая плотность, измеренная при $l = 5,0$ см, составила 0,020.

Ответ: $1,4 \cdot 10^{-5}$ %.

1 ТАБЛИЦА ВАРИАНТОВ КОНТРОЛЬНЫХ ЗАДАНИЙ

Номер варианта	Номера контрольных	Номера задач, относящихся к данной контрольной работе								
		3	4	5	6	7	8	9	10	11
1	2	1	18	35	52	68	85	102	119	
1	1	136	153	170	187	204	221	238	255	272
2	1	2	19	36	53	69	86	103	120	
2	2	137	154	171	188	205	222	239	256	273
3	1	3	20	37	54	70	87	104	121	
3	2	138	155	172	189	206	223	240	257	274
4	1	4	21	38	55	71	88	105	122	
4	2	139	156	173	190	207	224	241	258	275
5	1	5	22	39	56	72	89	106	123	
5	2	140	157	174	191	208	225	242	259	276
6	1	6	23	40	57	73	90	107	124	
6	2	141	158	175	192	209	226	243	260	277
7	1	7	24	41	58	74	91	108	125	
7	2	142	159	176	193	210	227	244	261	278
8	1	8	25	42	59	75	92	109	126	
8	2	143	160	177	194	211	228	245	262	279
9	1	9	26	43	60	76	93	110	127	
9	2	144	161	178	195	212	229	246	263	280
10	1	10	27	44	61	77	94	111	128	
10	2	145	162	179	196	213	230	247	264	281

Продолжение табл. 1

Номер варианта	Номера контрольных	Номера задач, относящихся к данной контрольной работе								
		11	12	13	14	15	16	17	18	19
11	1	11	28	45	62	78	95	112	129	
11	2	146	162	180	197	214	231	248	265	282
12	1	12	29	46	63	79	96	113	130	
12	2	147	163	181	198	215	232	249	266	283
13	1	13	30	47	64	80	97	114	131	

Номер варианта	Номера контрольных	Номера задач, относящихся к данной контрольной работе								
14	2	148	164	182	199	216	233	250	267	284
	1	14	31	48	65	81	98	115	132	
15	2	149	166	183	200	217	234	251	268	285
	1	15	32	49	66	82	99	116	133	
16	2	150	167	184	201	218	235	252	269	286
	1	16	33	50	67	83	100	117	134	
17	2	151	168	185	202	219	236	253	270	287
	1	17	34	51	52	84	101	118	135	
18	2	152	169	186	203	220	237	254	271	288
	1	3	21	35	52	68	85	102	119	
19	2	136	154	171	188	205	222	240	258	274
	1	5	23	37	54	70	87	104	121	
20	2	138	156	173	190	207	224	242	260	276
	1	7	25	39	56	72	89	106	123	
	2	140	158	175	192	209	226	244	262	278

Продолжение табл. 1

Номер варианта	Номера контрольных	Номера задач, относящихся к данной контрольной работе								
21	1	9	27	41	58	74	91	108	125	
	2	142	160	178	194	211	228	246	264	280
22	1	11	29	43	60	76	93	110	127	
	2	144	162	181	196	213	230	248	266	282
23	1	13	31	45	62	78	95	112	129	
	2	146	164	183	198	215	232	250	268	284
24	1	15	33	47	64	80	97	114	131	
	2	148	166	185	200	217	234	252	270	286
25	1	2	34	49	66	69	87	103	132	
	2	150	168	186	202	220	236	239	257	273
26	1	4	18	51	53	71	101	105	134	
	2	152	155	187	204	206	238	241	259	275
27	1	6	19	36	55	73	86	107	120	
	2	137	157	170	189	208	223	243	260	277
28	1	8	20	38	57	72	88	109	122	
	2	139	159	172	191	210	225	245	263	279
29	1	10	22	40	59	70	90	111	124	
	2	141	161	174	193	212	228	247	265	281
30	1	12	24	42	67	75	92	113	125	
	2	143	163	176	195	214	231	249	267	283

Продолжение табл. 1

Номер варианта	Номера контрольных	Номера задач, относящихся к данной контрольной работе								
31	1	14	26	44	63	77	94	115	126	
	2	145	165	178	197	216	233	251	269	285
32	1	16	28	46	65	79	85	117	128	
	2	147	167	180	199	218	235	253	271	287
33	1	1	30	48	54	81	98	104	130	
	2	149	169	182	201	220	237	235	258	272
34	1	2	32	50	56	83	100	106	132	
	2	151	156	184	203	207	222	242	260	273
35	1	4	34	35	58	72	87	108	134	
	2	139	159	186	189	209	223	244	262	275
36	1	5	21	38	60	74	89	110	119	
	2	141	162	170	191	211	234	246	264	276
37	1	6	27	41	63	76	91	112	122	

Номер вари-анта	Номера кон-трольных	Номера задач, относящихся к данной контрольной работе								
38	2	143	165	173	193	213	235	248	266	277
	1	1	33	44	66	78	93	116	125	
39	2	145	161	176	197	215	224	251	268	278
	1	8	20	47	52	80	95	118	128	
40	2	147	166	179	200	217	227	253	270	279
	1	9	24	50	55	82	98	102	131	
	2	149	161	182	202	219	230	255	268	280

Продолжение табл. 1

Номер вари-анта	Номера кон-трольных	Номера задач, относящихся к данной контрольной работе								
41	1	10	28	37	58	84	100	105	134	
	2	150	156	185	203	221	233	251	264	281
42	1	11	29	39	67	68	88	108	119	
	2	152	153	187	199	216	236	236	260	282
43	1	12	30	41	64	71	90	111	124	
	2	148	158	174	195	211	222	231	256	283
44	1	13	31	43	53	74	92	114	128	
	2	144	160	175	190	206	225	227	257	284
45	1	14	32	45	56	77	93	117	132	
	2	140	165	177	185	209	228	223	258	285
46	1	15	33	47	59	80	95	105	135	
	2	136	164	178	182	206	231	222	264	286
47	1	16	34	49	62	83	98	109	133	
	2	137	163	180	187	216	232	235	265	287
48	1	17	21	51	61	82	101	113	134	
	2	138	162	187	201	217	223	236	266	288
49	1	1	19	37	55	72	90	108	126	
	2	137	155	173	192	210	228	246	267	272
50	1	2	20	38	56	73	91	109	127	
	2	138	156	174	193	211	229	247	268	273

Окончание табл. 1

Номер вари-анта	Номера кон-трольных	Номера задач, относящихся к данной контрольной работе								
51	1	3	21	39	57	74	92	110	128	
	2	139	157	175	194	212	230	248	269	274
52	1	4	22	40	58	75	93	111	129	
	2	140	158	176	195	213	231	249	270	275
53	1	5	23	41	59	76	94	112	130	
	2	141	159	177	196	213	232	250	271	276
54	1	6	24	42	60	77	95	113	131	
	2	142	160	178	197	214	233	251	256	277
55	1	7	25	43	61	78	96	114	132	
	2	143	161	179	198	215	234	252	259	278
56	1	8	26	44	62	79	97	115	132	
	2	144	162	180	199	116	235	253	262	279
57	1	9	27	45	63	80	98	116	133	
	2	145	163	181	200	117	236	254	265	280
58	1	10	28	46	64	81	99	117	134	
	2	146	163	182	201	118	237	255	268	281
59	1	11	29	47	65	82	100	118	135	
	2	147	164	183	202	119	238	239	271	282
60	1	12	30	48	66	83	101	119	136	
	2	148	165	184	203	120	239	240	256	283

