

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВА-

НИЯ
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

Озерский технологический институт -

филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования «Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

(ОТИ НИЯУ МИФИ)

Кафедра Химии и химических технологий

УТВЕРЖДЕНО

на заседании кафедры

«__» _____ протокол № ____

Заведующий кафедрой

_____ О.В. Федорова

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

ПО УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЕ

Химия

Направление подготовки (специальность)

08.03.01 Строительство

Профиль подготовки

*Промышленное, гражданское и энергетическое
строительство*

Квалификация (степень) выпускника

Бакалавр

Озерск, 2026

1 ПАСПОРТ ФОНДА ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

1.1 Область применения

Фонд оценочных средств (ФОС) – является неотъемлемой частью учебно-методического комплекса учебной дисциплины «Химия» и предназначен для контроля и оценки образовательных достижений обучающихся, освоивших программу данной дисциплины.

1.2 Цели и задачи фонда оценочных средств

Целью Фонда оценочных средств является установление соответствия уровня подготовки обучающихся требованиям ОС НИЯУ МИФИ.

Для достижения поставленной цели Фондом оценочных средств по дисциплине «Химия» решаются следующие задачи:

- контроль и управление процессом приобретения обучающимися знаний, умений и навыков, предусмотренных в рамках данного курса;
- контроль и оценка степени освоения общекультурных, общепрофессиональных и профессиональных компетенций, предусмотренных в рамках данного курса;
- обеспечение соответствия результатов обучения задачам будущей профессиональной деятельности через совершенствование традиционных и внедрение инновационных методов обучения в образовательный процесс в рамках данного курса.

1.3 Контролируемые компетенции

Оценочные средства для текущего и промежуточного контроля направлены на проверку знаний и умений студентов, являющихся основой формирования у обучающихся следующих компетенций:

	Наименование компетенции	Код и наименование индикатора достижения компетенции
УК-1	Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач	З-УК-1 Знать: методики сбора и обработки информации; актуальные российские и зарубежные источники информации в сфере профессиональной деятельности; метод системного анализа У-УК-1 Уметь: применять методики поиска, сбора и обработки информации; осуществлять критический анализ и синтез информации, полученной из разных источников В-УК-1 Владеть: методами поиска, сбора и обработки, критического анализа и синтеза информации; методикой системного подхода для решения поставленных задач
УК-8	Способен создавать и поддерживать в повседневной жизни и в профессиональной деятельности безопасные условия жизнедеятельности для сохранения природной среды, обеспечения устойчивого развития общества, в том числе при угрозе и возникновении	З-УК-8 Знать: требования, предъявляемые к безопасности условий жизнедеятельности, в том числе при возникновении чрезвычайных ситуаций и пути обеспечения комфортных условий труда на рабочем месте У-УК-8 Уметь: обеспечивать безопасные условия жизнедеятельности, в том числе при возникновении чрезвычайных ситуаций и комфортные условия

	чрезвычайных ситуаций и военных конфликтов	труда на рабочем месте; выявлять и устранять проблемы, связанные с нарушениями техники безопасности на рабочем месте В-УК-8 Владеть: навыками предотвращения возникновения чрезвычайных ситуаций (природного и техногенного происхождения) на рабочем месте
ОПК-1	Способен решать задачи профессиональной деятельности на основе использования теоретических и практических основ естественных и технических наук, а также математического аппарата	З-ОПК-1 Знать: основы теоретических и практических естественных и технических наук У-ОПК-1 Уметь: решать стандартные профессиональные задачи с применением естественнонаучных и общепрофессиональных знаний, методов математического аппарата В-ОПК-1 Владеть: навыками решения стандартных задач профессиональной деятельности на основе использования теоретических и практических основ естественных и технических наук, а также математического аппарата
ОПК-2	Способен понимать принципы работы современных информационных технологий и использовать их для решения задач профессиональной деятельности	З-ОПК-2 Знать принципы функционирования и применения современных информационных технологий У-ОПК-2 Уметь применять информационные технологии для решения профессиональных задач В-ОПК-2 Владеть навыками использования современных информационных технологий для решения задач профессиональной деятельности

1.4 Планируемые результаты обучения

Поскольку перечисленные компетенции носят интегральный характер, для разработки оценочных средств целесообразно выделить планируемые результаты обучения – знания, умения и навыки, характеризующие этапы формирования компетенций и обеспечивающие достижение планируемых результатов освоения образовательной программы. Таким образом, в результате освоения дисциплины «Химия» студенты должны:

Знать:

31. основные положения атомно-молекулярного учения, учения о периодичности и периодической системе, законы сохранения массы и энергии;

32. электронное строение атомов и молекул, основы теории химической связи в соединениях разных типов, строение вещества в конденсированном состоянии, основные закономерности протекания химических процессов и характеристики равновесного состояния, методы описания химических равновесий в растворах электролитов, химические свойства элементов различных групп Периодической системы и их важнейших соединений, строение и свойства координационных соединений;

Уметь:

У1. прогнозировать и определять свойства соединений и направления химических реакций на основе представлений о строении атома, химической связи и положения элементов в Периодической системе;

У2. выполнять основные химические операции, определять термодинамические характеристики химических реакций и равновесные концентрации веществ;

У3. прогнозировать поведение различных неорганических соединений в окисли-

тельно-восстановительных реакциях;

У4. составлять уравнения окислительно-восстановительных и ионно-молекулярных реакций;

У5. использовать основные химические законы, термодинамические справочные данные и количественные соотношения неорганической химии для решения профессиональных задач;

У6. оценивать на основе современные представлений о строении атомов элементов свойства *s*-, *p*-, *d*- и *f*-элементов;

Владеть:

В1. техникой выполнения основных стехиометрических расчетов: вычисления состава соединений, смесей веществ и сплавов;

В2. проведения измерений термодинамических, кинетических параметров;

В3. приготовления и расчета концентраций растворов для проведения исследований;

В4. определения растворимости и условия выпадения осадков;

В5. выполнения экспериментов с целью изучения свойств соединений элементов;

В6. логического творческого и системного мышления при изучении свойств химических соединений элементов.

1.5 Промежуточная аттестация по дисциплине

Формой промежуточной аттестации по дисциплине «Химия» является:

1 семестр – экзамен.

1.6 Перечень оценочных средств, используемых для текущей аттестации

Код	Наименование оценочного средства	Краткая характеристика оценочного средства	Представление оценочного средства в фонде
1 семестр			
КР1	Контрольная работа 1	Средство проверки умений применять полученные знания для решения задач определенного типа по теме или разделу	Комплект контрольных заданий по вариантам
КР2	Контрольная работа 2	Средство проверки умений применять полученные знания для решения задач определенного типа по теме или разделу	Комплект контрольных заданий по вариантам
КР3	Контрольная работа 3	Средство проверки умений применять полученные знания для решения задач определенного типа по теме или разделу	Комплект контрольных заданий по вариантам
КР4	Контрольная работа 4	Средство проверки умений применять полученные знания для решения задач определенного типа по теме или разделу	Комплект контрольных заданий по вариантам
КР5	Итоговая контрольная работа	Средства проверки знаний и умений по решению задач по основным разделам курса	Комплект контрольных заданий по вариантам
Т1	Тест 1	Система стандартизированных заданий, позволяющая автоматизировать процедуру измерения уровня знаний и умений обучающегося	Фонд тестовых заданий

Т2	Тест 2	Система стандартизированных заданий, позволяющая автоматизировать процедуру измерения уровня знаний и умений обучающегося	Фонд тестовых заданий
ЛР1	Лабораторная работа №1	Методические материалы, предназначенные для самостоятельной работы и позволяющие оценивать уровень освоения учебного материала на практике. Выполняется в индивидуальном порядке	Перечень контрольных вопросов к лабораторной работе
ЛР2	Лабораторная работа №2	Методические материалы, предназначенные для самостоятельной работы и позволяющие оценивать уровень освоения учебного материала на практике. Выполняется в индивидуальном порядке	Перечень контрольных вопросов к лабораторной работе
ЛР3	Лабораторная работа №3	Методические материалы, предназначенные для самостоятельной работы и позволяющие оценивать уровень освоения учебного материала на практике. Выполняется в индивидуальном порядке	Перечень контрольных вопросов к лабораторной работе
ЛР4	Лабораторная работа №4	Методические материалы, предназначенные для самостоятельной работы и позволяющие оценивать уровень освоения учебного материала на практике. Выполняется в индивидуальном порядке	Перечень контрольных вопросов к лабораторной работе
ДЗ1	Домашнее задание 1	Средства проверки знаний и умений по решению задач по основным разделам курса	Задачи для самостоятельного решения по соответствующему разделу курса

1.7 Расшифровка компетенций через планируемые результаты обучения

Связь между формируемыми компетенциями и планируемыми результатами обучения представлена в следующей таблице:

Код	Проектируемые результаты освоения дисциплины и индикаторы формирования компетенций			Средства и технологии оценки
	Знать (З)	Уметь (У)	Владеть (В)	
УК-1	32	У4	В1, В4, В5, В6	КР1, КР2, КР3, КР4, КР5, ДЗ 1, ЛР1, ЛР2, ЛР3, ЛР4, Э
УК-8	32	У1, У3, У5, У6	В3, В5, В6	КР1, КР2, КР3, КР4, КР5, ДЗ 1, ЛР1, ЛР2, ЛР3, ЛР4, Э
ОПК-1	31, 32	У1, У2, У3, У4, У5, У6	В2, В5, В6	КР1, КР2, КР3, КР4, КР5, Т1, Т2, ДЗ 1, ЛР1, ЛР2, ЛР3, ЛР4, Э
ОПК-2	32	У2, У3, У5	В1, В5, В6	КР1, КР2, КР3, КР4, КР5, Т1, Т2, ДЗ 1, ЛР1, ЛР2, ЛР3, ЛР4, Э

1.8 Этапы формирования компетенций

Раздел	Темы занятий	Коды компетенций	Знания, умения и навыки	Виды аттестации		
				Текущий контроль – неделя	Аттестация раздела – неделя	Промежуточная аттестация
1 семестр						
Раздел 1. Введение	Тема 1. Основные понятия и законы химии.	УК-1, УК-8, ОПК-1, ОПК-2	31, У1, У5, В1, В6	ЛР1-2	-	экзамен
Раздел 2. Строение атома и периодическая система	Тема 2. Строение атома. Тема 3. Основные положения квантовой механики. Тема 4. Основные атомные характеристики элементов	УК-1, УК-8, ОПК-1, ОПК-2	32, У1, У2, У3, У5, В1, В6	ДЗ1-4	КР1-4	
Раздел 3. Химическая связь. Образование и структура молекул	Тема 5. Природа химической связи. Тема 6. Типы химической связи в кристаллах	УК-1, УК-8, ОПК-1, ОПК-2	32, У1, У2, У6, В1, В6	Т1-6	КР2-9	
Раздел 4. Термохимия. Скорость химических реакций и равновесие	Тема 7. Энергетика химических процессов. Тема 8. Скорость химической реакции.	УК-1, УК-8, ОПК-1, ОПК-2	32, У1, У2, У6, В2, В5, В6	ЛР2-8	КР3-10	
Раздел 5. Дисперсные системы. Растворы. Электролитическая диссоциация	Тема 9. Дисперсные системы. Тема 10. Растворы электролитов. Тема 11. Ионное произведение воды.	УК-1, УК-8, ОПК-1, ОПК-2	32, У1, У2, У5, В1, В3, В4, В5, В6	ЛР3-12	КР4-12	
Раздел 6. Окислительно-восстановительные реакции	Тема 12. Природа окислительно-восстановительных процессов. Тема 13. Основные типы ОВ-реакций. Тема 14. Электродный потенциал. Тема 15. Электролиз	УК-1, УК-8, ОПК-1, ОПК-2	32, У1, У3, У4, У5, У6, В1, В5, В6	ЛР4-14, Т2-14	КР5-14	

1.9 Шкала оценки образовательных достижений

1.9.1 Шкала оценки за разделы дисциплины

Раздел	Форма текущего контроля	Максимальный балл за текущий	Максимальный балл за раздел
--------	-------------------------	------------------------------	-----------------------------

	ля, ТК	контроль	
1 семестр			
Раздел 1. Введение	ЛР1	2	2
Раздел 2. Строение атома и периодическая система	ДЗ1	3	6
	КР1	3	
Раздел 3. Химическая связь. Образование и структура молекул	Т1	3	6
	КР2	3	
Раздел 4. Термохимия. Скорость химических реакций и равновесие	ЛР2	2	12
	ДЗ2	5	
	КР3	5	
Раздел 5. Дисперсные системы. Растворы. Электролитическая диссоциация	ЛР3	2	12
	ДЗ3	5	
	КР4	5	
Раздел 6. Окислительно-восстановительные реакции	ЛР4	2	12
	Т2	5	
	КР5	5	

1.9.2 Шкала итоговой оценки за семестр

Итоговая оценка представляет собой сумму баллов, заработанных студентом при выполнении заданий в рамках текущего и промежуточного контроля и выставляется в соответствии с Положением о кредитно-модульной системе в соответствии со следующей шкалой:

Оценка по 5-балльной шкале	Сумма баллов	Оценка ECTS
5 – «отлично»	90-100	A
4 – «хорошо»	85-89	B
	75-84	C
	70-74	
3 – «удовлетворительно»	65-69	D
	60-64	E
2 – «неудовлетворительно»	Ниже 60	F

Расшифровка уровня знаний, соответствующего полученным баллам, дается в таблице указанной ниже

Сумма баллов	Оценка ECTS	Уровень приобретенных знаний по дисциплине
90-100	A	«Отлично» – теоретическое содержание курса освоено полностью, без пробелов, необходимые практические навыки работы с освоенным материалом сформированы, все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество их выполнения оценено числом баллов, близким к максимальному
85-89	B	«Очень хорошо» – теоретическое содержание курса освоено полностью, без пробелов, необходимые практические навыки работы с освоенным материалом в основном сформированы, все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество выполнения большинства из них оценено числом баллов, близким к максимальному

75-84	C	«Хорошо» – теоретическое содержание курса освоено полностью, без пробелов, некоторые практические навыки работы с освоенным материалом сформированы недостаточно, все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество выполнения ни одного из них не оценено минимальным числом баллов, некоторые виды заданий выполнены с ошибками
65-74	D	«Удовлетворительно» – теоретическое содержание курса освоено частично, но пробелы не носят существенного характера, необходимые практические навыки работы с освоенным материалом в основном сформированы, большинство предусмотренных программой обучения учебных заданий выполнено, некоторые из выполненных заданий, возможно, содержат ошибки
60-64	E	«Посредственно» – теоретическое содержание курса освоено частично, некоторые практические навыки работы не сформированы, многие предусмотренные программой обучения учебные задания не выполнены, либо качество выполнения некоторых из них оценено числом баллов, близким к минимальному
Ниже 60	F	«Неудовлетворительно» – очень слабые знания, недостаточные для понимания курса, имеется большое количество основных ошибок и недочетов

1 Контрольно-измерительные материалы по дисциплине «Химия»

1.1 Входной контроль

Вариант 1

1. Электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ соответствует иону

- 1) Cl^- 2) N^{3-} 3) Br^- 4) O^{2-}

2. В ряду $Na \rightarrow Mg \rightarrow Al \rightarrow Si$

- 1) увеличивается число энергетических уровней в атомах

- 2) усиливаются металлические свойства элементов
 3) уменьшается высшая степень окисления элементов
 4) ослабевают металлические свойства элементов
3. Элементы расположены в порядке возрастания электроотрицательности в ряду
 1) O, H, Br, Te; 3) Sn, Se, Br, F
 2) C, I, B, P; 4) H, Br, C, B
4. Степень окисления - 3 фосфор проявляет в соединении
 1) PH_3 2) P_2O_3 3) NaH_2PO_4 4) H_3PO_4
5. Наиболее сильное основание образует
 1) магний 2) стронций 3) барий 4) кадмий
6. Какой из металлов вытесняет медь из сульфата меди (II)?
 1) Hg 2) Ag 3) Fe 4) Au
7. К амфотерным оксидам не относится
 1) Al_2O_3 2) BeO 3) ZnO 4) FeO
8. Сколько граммов карбоната натрия надо добавить к 200 г 10%-ного раствора Na_2CO_3 , чтобы получить 20%-ный раствор?
 1) 25; 2) 40; 3) 117,2; 4) 200
9. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:

$$\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{S} + \dots$$
- Чему равна сумма коэффициентов правой части уравнения реакции:
 1) 12; 2) 16; 3) 8; 4) 10; 5) 21
10. Бутен-1 и 2-метилпропен являются
 1) одним и тем же веществом
 2) гомологами
 3) структурными изомерами
 4) геометрическими изомерами

Ответы: 1-1, 2-4, 3-3, 4-1, 5-3, 6-3, 7-4, 8-1, 9-2, 10-3

Вариант 2

1. Электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^6$ соответствует иону
 1) Al^{3+} 2) Fe^{3+} 3) Zn^{2+} 4) Cr^{3+}
2. В ряду элементов азот - кислород - фтор возрастает
 1) валентность по водороду
 2) число энергетических уровней
 3) число внешних электронов

4) число неспаренных электронов

3. В порядке увеличения электроотрицательности химические элементы расположены в ряду:

- 1) C, N, O 2) Si, Al, Mg 3) Mg, Ca, Ba 4) P, S, Si

4. Наименьшую степень окисления сера проявляет в соединении

- 1) Na_2SO_4 2) Na_2SO_3 3) Na_2S 4) SO_3

5. Оксид с наиболее выраженными кислотными свойствами образует

- 1) кремний 2) фосфор 3) сера 4) хлор

6. Какой из металлов вытесняет железо из сульфата железа (II)?

- 1) Cu 2) Zn 3) Sn 4) Hg

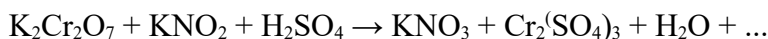
7. К кислым солям относится

- 1) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ 2) $\text{Fe}(\text{OH})\text{SO}_4$ 3) KHSO_4 4) HCOONa

8. Сколько граммов поваренной соли надо добавить к 200 г 20%-ного ее раствора, чтобы получить 30%-ный раствор?

- 1) 20; 2) 28,6; 3) 30; 4) 50

9. Закончить уравнение реакции



Чему равна сумма коэффициентов правой части уравнения реакции:

- 1) 9; 2) 8; 3) 6; 4) 8; 5) 12;

5. Пентен-1 и гексен-1 являются

- 1) одним и тем же веществом
2) структурными изомерами
3) геометрическими изомерами
4) гомологами

Ответы: 1-1, 2-3, 3-1, 4-3, 5-4, 6-2, 7-3, 8-2, 9-1, 10-4

Критерии оценки результатов контрольно-измерительного материала

Ответы оцениваются по балльной системе.

Каждый ответ – 1 балл.

Оценка выставляется по сумме баллов согласно таблице.

Таблица – Оценка результатов

Сумма баллов	Оценка
10	отлично
8	хорошо
6	удовлетворительно
0-4	неудовлетворительно

Время на выполнение теста – 10 минут.

1.2 Текущий контроль

Варианты тестовых заданий по дисциплине «Химия»

Тема: ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ. МЕТОД МОЛЕКУЛЯРНЫХ ОРБИТАЛЕЙ

В основу теоретического обоснования метода молекулярных орбиталей положено представление о том, что все электроны каждого атома молекулы являются общими для всей молекулы и каждый электрон принимает участие в связи. Подобно тому, как каждому электрону в атоме соответствует своя атомная орбиталь, в молекуле ему соответствует молекулярная орбиталь. Из N атомных орбиталей образуется то же число молекулярных орбиталей. Заполнение электронами молекулярных орбиталей происходит в порядке возрастания их энергии и подчиняется принципу Паули и правилу Гунда.

Когда два или несколько атомов образуют молекулу, то происходит объединение атомных орбиталей в молекулярную. Математически такое слияние атомных орбиталей описывается операцией сложения электронных плотностей. Сложению электронных плотностей соответствует повышение суммарной электронной плотности в области между ядрами, в результате возникает связывание атомов. При связывании атомов выделяется определенное количество энергии (если связываются два атома, то это количество энергии равно энергии связи), что говорит о более низком энергетическом уровне молекулярной орбитали по сравнению с исходными атомами. Молекулярная орбиталь, полученная сложением атомных и обладающая меньшей энергией, называется *связывающей*.

Кроме операции сложения электронных плотностей возможна противоположная – вычитание. При операции вычитания образуется молекулярная орбиталь, в которой электронная плотность в некоторой точке между ядрами равна нулю. Атомы расталкиваются взаимодействующими электронными облаками. Расталкивание атомов свидетельствует о том, что полученная молекулярная орбиталь обладает большей энергией по сравнению с исходными атомами. Молекулярная орбиталь, полученная вычитанием атомных и обладающая большей энергией, называется *разрыхляющей*.

На схеме (рис. 2) приведена энергетическая диаграмма молекулярных орбиталей двухатомных молекул первого периода — водорода и не существующей молекулы He_2 . Каждый атом этих элементов имеет по одной s -орбитали.

Сложение и вычитание s -электронных плотностей приводит к возникновению двух молекулярных σ -орбиталей, связывающей $\sigma_{1s}^{\text{связ}}$ и разрыхляющей $\sigma_{1s}^{\text{разр}}$. На каждой из орбиталей могут располагаться по 2 электрона. Максимальное количество электронов в молекуле, состоящей из двух ядер, равно четырем.

В двухатомных молекулах элементов II периода $\sigma_{1s}^{\text{связ}}$ и $\sigma_{1s}^{\text{разр}}$ орбитали заполнены и из-за взаимной компенсации сил связывания и разрыхления эти орбитали не вносят вклада в энергию связи. Связь между атомами обусловлена только внешними (валентными) электронами, 2 s -атомные орбитали образуют аналогичные $\sigma_{2s}^{\text{связ}}$ и $\sigma_{2s}^{\text{разр}}$ молекулярные орбитали. Взаимодействие трех p -атомных орбиталей с тремя p -орбиталями другого атома значительно сложнее. Две p_x -атомные орбитали каждого атома, перекрываются вдоль прямой, соединяющей атомы. Возникают две σ_{2p_x} -орбитали — связывающая $\sigma_{2p_x}^{\text{связ}}$ и разрыхляющая $\sigma_{2p_x}^{\text{разр}}$.

Атомные орбитали $2p_z$ и $2p_y$ перекрываются своими боковыми областями. В результате возникают две связывающие π -молекулярные орбитали $\pi_{2p_y}^{\text{связ}}$ и $\pi_{2p_z}^{\text{связ}}$ и две разрыхляющие — $\pi_{2p_y}^{\text{разр}}$ и $\pi_{2p_z}^{\text{разр}}$.

На схеме (рис. 3) показано взаимное расположение молекулярных орбиталей, участвующих в

образовании связи между двумя атомами элементов II периода. Заполнение электронами молекулярных орбиталей и в соответствии с правилом Гунда: если имеются две (или более) энергетически равноценные орбитали, то, электроны их занимают так, чтобы сумма их спиновых чисел была максимальна, т. е. по одному и только потом происходит спаривание электронов. Молекулы, в которых все электроны спарены, – диамагнитны (выталкиваются из внешнего магнитного поля), молекулы с неспаренными электронами – парамагнитны (втягиваются во внешнее магнитное, поле).

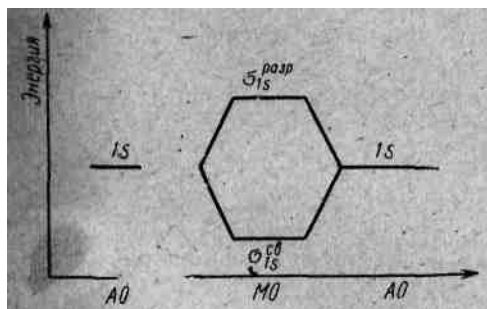


Рис.2

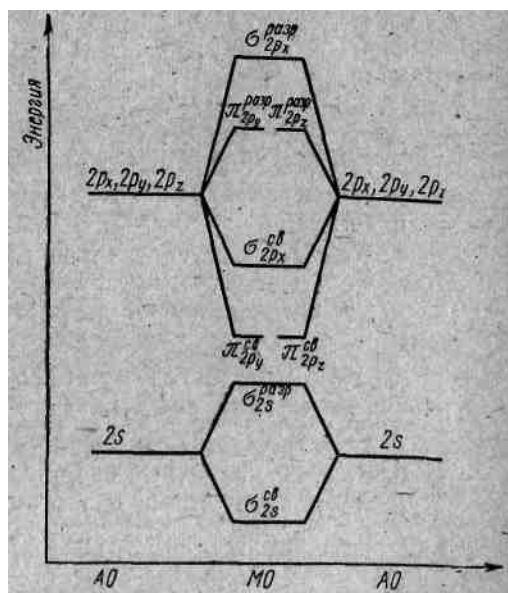


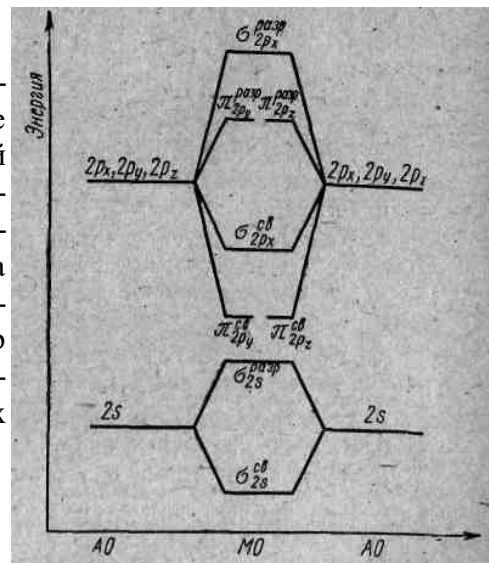
Рис. 3

Вступление электронов на связывающие орбитали упрочняет связь (энергия связи возрастает, межатомное расстояние уменьшается). Отрыв электрона, находящегося на связывающей орбитали, приводит к противоположному эффекту (энергия связи уменьшается, межатомное расстояние возрастает). Вступление электронов на разрыхляющие орбитали ослабляет связь, а отрыв электронов с разрыхляющих орбиталей, наоборот, упрочняет связь. Эти правила позволяют предсказывать характер изменения свойств двухатомных молекул II периода и предсказывать свойства положительно и отрицательно заряженных двухатомных ионов Э_2^+ и Э_2^- .

Вариант 1

Нарисуйте энергетическую диаграмму распределения электронов по молекулярным орбиталям в молекуле H_2 .

1. Сколько электронов находится на σ_{1s} связывающей орбитали в молекуле H_2 ?
А 0; Б 1; В 2; Г 3; Д 4.
2. Сколько электронов находится на σ_{1s}^* разрыхляющей орбитали в молекуле H_2 ?
А 0; Б 1; В 2; Г 3; Д 4.
3. Каковы магнитные свойства молекулы H_2 ?
А молекула диамагнитна; Б молекула парамагнитна; В не знаю.



4. Как изменяется энергия связи в ионе H_2^+ по сравнению с молекулой H_2 ?
А не изменяется; Б возрастает; В уменьшается; Г не знаю.
5. Как изменяется межъядерное расстояние в ионе H_2^+ по сравнению с молекулой H_2 ?
А не изменяется; Б возрастает; В уменьшается; Г не знаю.
6. Каковы магнитные свойства иона H_2^+ ?
А ион диамагнитен; Б парамагнитен; В не знаю.
7. Как изменяется энергия связи в ионе H_2^- по сравнению с молекулой H_2 ?
А не изменяется; Б возрастает; В уменьшается; Г не знаю.
8. Как изменяется межъядерное расстояние в ионе H_2^- по сравнению с молекулой H_2 ?
А не изменяется; Б возрастает; В уменьшается; Г не знаю.
9. Каковы магнитные свойства иона H_2^- ?
А ион диамагнитен; Б парамагнитен; В не знаю.
10. Какая из приведенных ниже энергий связи (ккал) молекул H_2 , He_2 , Li_2 , Be_2 , V_2 и C_2 относится к молекуле H_2 ?
А 0; Б 26; В 63; Г 104; Д 150

ВАРИАНТ 2

Нарисуйте диаграмму распределения электронов по молекулярным орбиталям в молекуле V_2 .

1. Сколько электронов находится на связывающей σ_{2s} -орбитали?
А 0; Б 2; В 4; Г 6; Д 8.
2. Сколько электронов находится на разрыхляющей σ_{2s} -орбитали?
А 0; Б 2; В 4; Г 6; Д 8.
3. Сколько электронов находится на связывающих p-орбиталях?
А 0; Б 2; В 4; Г 6; Д 8.
4. Сколько электронов находится на разрыхляющих p-орбиталях?
А 0; Б 2; В 4; Г 6; Д 8.
5. Какая энергия связи (ккал) относится к молекуле V_2 в ряду молекул Be_2 , V_2 , C_2 и N_2 ?
А 0; Б 226; В 63; Г 150; Д не знаю.
6. Каковы магнитные свойства молекулы V_2 ?
А молекула парамагнитна; Б диамагнитна; В не знаю.
7. Как изменяется энергия связи в V_2^- по сравнению с V_2 ?
А не изменяется; Б уменьшается; В увеличивается; Г не знаю.
8. Каковы магнитные свойства иона V_2^- ?
А ион парамагнитен; Б ион диамагнитен; В не знаю.
9. Как изменяется энергия связи в V_2^+ по сравнению с V_2 ?
А не изменяется; Б уменьшается; В увеличивается; Г не знаю.

10. Каковы магнитные свойства иона V_2^{+} ?

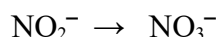
А ион парамагнитен; Б ион диамагнитен; В не знаю

Тема: ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАЦИИ

Процессы, которые протекают с изменением валентности элементов, входящих в состав реагирующих веществ, называются окислительно-восстановительными. Процесс отдачи атомом, молекулой или ионом электронов называется окислением. Процесс присоединения электронов называется *восстановлением*. Атом, молекула или ион, отдающий электроны, называется *восстановителем*; во время реакции восстановитель окисляется. Атом, молекула или ион, присоединяющий электроны, называется *окислителем*; окислитель во время реакции восстанавливается. При этом число электронов, отданных восстановителем, всегда равно числу электронов, принятых окислителем. Для составления уравнения надо знать схему реакции, т. е. какие атомы или ионы являются восстановителями и окислителями; Какие продукты получаются в результате взаимодействия восстановителя с окислителем.

Рассмотрим окислительно-восстановительный процесс на примере, взаимодействия перманганата калия с нитритом калия в кислой среде. В перманганате калия марганец находится в высшем валентном состоянии и может быть только окислителем, т. е. может только принимать электроны

Ионы NO_2^- претерпевают превращение, в результате которого они отдают электроны и переходят в ионы с более высоким валентным состоянием азота. Таковыми могут быть только ионы NO_3^- :

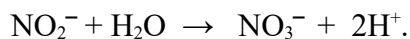


Для того чтобы составить уравнение электродной реакции, нужно воспользоваться **электронно-ионным** способом. Для этого в реакцию окисления или восстановления включаются только участвующие в реакции ионы, если они образуются при диссоциации сильного электролита, и молекулы слабых электролитов, в том числе и вода.

Сначала уравнивают количества атомов, изменяющих свое валентное состояние. В данном случае число атомов азота в правой и левых частях уравнения одно и то же. Далее следует уравнивать кислородные атомы. Это делается прибавлением или отниманием молекул воды (или ионов OH^- для щелочной среды)



Количества атомов N и O справа и слева от знака равенства одинаковы, но слева имеется избыточное количество атомов водорода. Припишем справа недостающее их количество в виде ионов водорода:

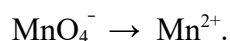


Знак равенства писать еще нельзя, так как сумма зарядов слева не равна сумме зарядов справа. Суммарный заряд справа равен $[(-1) + (+2)] = +1$, а слева (-1) . Нужно сделать так, чтобы заряд ионов слева был равен заряду ионов справа, это делается прибавлением или вычитанием электронов

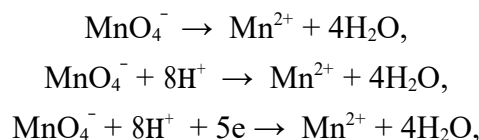


Заметьте, что вычитание электронов (отрицательный заряд) равносильно прибавлению положительного заряда.

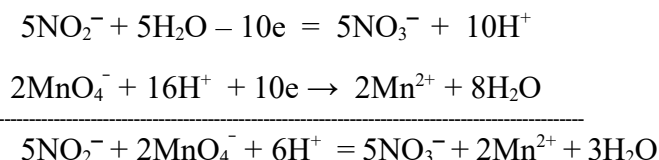
Если электроны переходят в сторону электрода, погруженного в раствор перманганата калия, то, следовательно, на электроде протекает реакция, при которой ион MnO_4^- , приобретая электроны, переходит в ион с более низким валентным состоянием марганца. В кислой среде это может быть только ион Mn^{2+} :



Далее составление уравнения осуществляем так:



Учитывая, что число принятых окислителем электронов должно равняться числу отданных восстановителем, и суммируя оба уравнения, получаем уравнение окисления-восстановления



или в молекулярном виде



Окислитель и восстановитель реагируют между собой в отношении их окислительно-восстановительных эквивалентов.

Эквивалентом окислителя называется такое количество окислителя, которое отвечает одному присоединенному электрону в данной окислительно-восстановительной реакции. Чтобы определить эквивалент окислителя, надо молекулярную массу его разделить на число электронов, присоединенных одной молекулой окислителя.

Эквивалентом восстановителя называется такое количество восстановителя, которое отвечает одному отданному электрону в данной окислительно-восстановительной реакции. Для определения эквивалента восстановителя надо молекулярную массу его разделить на число электронов, отданных одной молекулой восстановителя.

ВАРИАНТ 1

1. Указать, какие из перечисленных реакций относятся к окислительно-восстановительным:

- а) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{RbOH} = 2\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{Rb}_2\text{SO}_4$;
- б) $2\text{Rb} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{RbOH} + \text{H}_2$;
- в) $2\text{CuI}_2 = 2\text{CuI} + \text{I}_2$;
- г) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- д) $2\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{Br}_2 = 2\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + 2\text{KBr}$.

2. До каких продуктов может быть окислена вода:

- а) до O_2 и H^+ ; б) до OH^- и H_2 ; в) до 2OH^- ?

3. В каких из указанных превращений кислород выполняет функции окислителя:

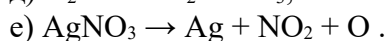
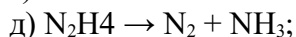
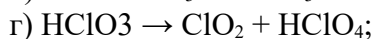
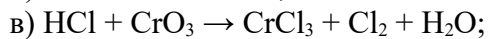
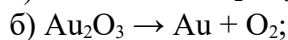
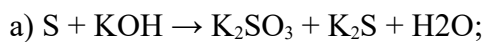
- а) $\text{Ag}_2\text{O} \rightarrow \text{Ag} + \text{O}_2$;
- б) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- в) $\text{AgNO}_3 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Ag} + \text{KNO}_3 + \text{O}_2$;
- г) $\text{F}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HF} + \text{O}_2$

Ответ:

1 - б, в, д; 2 - а; 3 - б.

ВАРИАНТ 2

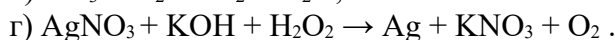
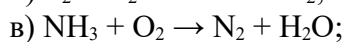
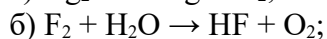
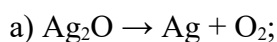
1. Среди приведенных превращений указать реакции диспропорционирования:



2. До каких продуктов может быть восстановлена вода:

а) до O_2 и H^+ ; б) до H_2 и $2OH^-$; в) до $2OH^-$?

3. В каких из указанных превращений кислород выполняет функции восстановителя:



Ответ:

1 - а, г, д; 2 - б; 3 - а, б, г.

Тема: СТРОЕНИЕ АТОМА

Атомы состоят из атомного ядра и электронной оболочки. Атомное ядро состоит из протонов и нейтронов с массовыми числами, равными 1. Массовое число ядра равно сумме протонов и нейтронов. Нейтроны электронейтральны, поэтому заряд ядра определяется только числом протонов. Так как химические свойства элемента зависят только от заряда атомного ядра, то могут существовать атомы с одинаковыми химическими свойствами, но различными массами ядер – изотопы. Существующие в природе элементы являются смесями изотопов, а атомная масса элемента выражает среднюю атомную массу изотопов. Если один из изотопов наиболее распространен, то атомная масса примерно равна массе этого изотопа.

Число электронов в атоме равно числу протонов в ядре атома и равно порядковому номеру элемента.

Состояние электрона в атоме характеризуется четырьмя квантовыми числами. Главное квантовое число n характеризует основную энергию уровня, на котором находится электрон и принимает значения 1, 2, 3, 4, 5, ..., ∞.

Орбитальное квантовое число l определяет форму электронного облака и принимает значения от 0 до $(n-1)$. Так при $n = 4$ может принимать значения 0, 1, 2, 3, а электроны с этими значениями l обозначают s-, p-, d- и f-электронами.

Магнитное квантовое число m определяет наклон электронного облака относительно магнитной оси атома. Оно изменяется от $-l$ до $+l$. Так при $l = 0$ $m = 0$, при $l = 4$ m может принимать значения $-4, -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3, 4$.

Спиновое квантовое число s характеризует собственный магнитный момент электрона.

трона и принимает только два значения: $s = +\frac{1}{2}$ $s = -\frac{1}{2}$.

Заполнение электронами энергетических уровней происходит в порядке возрастания энергии уровней и подуровней. Сначала, заполняется уровень 1s, затем 2s, далее 2p, 3p, 4s, 3d; 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f и т. д.

Поскольку только первые два квантовых числа определяют энергию электрона в атоме, их используют для указания энергетического состояния электрона. При этом записывают электроны в последовательности возрастания энергетических уровней (по мере роста главного квантового числа n). Энергетические уровни обозначаются цифрами 1, 2, 3, ..., рядом записывают буквами s-, p-, d-, f-уровень, на котором находятся электроны. Цифровой индекс при s, p, d, f показывает количество электронов на подуровне. Например, структура атома хлора имеет вид $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

Если электроны заполняют подуровни с одинаковой энергией, то по правилу Гунда они распределяются так, чтобы число неспаренных электронов было максимальным. При этом незаполненные; наполовину или полностью заполненные подуровни имеют повышенную устойчивость, и если недостает одного электрона для такого типа заполнения, то обычно этот электрон переходит с другого энергетического уровня.

ВАРИАНТ 1

1. Сколько нейтронов в ядре атома наиболее распространенного изотопа свинца?
А 82; Б 125; В 207; Г 289; Д –
2. Сколько протонов в ядре атома свинца?
А 82; Б 125; В 207; Г 289; Д –.
3. На скольких главных энергетических уровнях распределены электроны?
А 5; Б 6; В 7; Г 8; Д 9.
4. Сколько электронов находится на уровне $n = 3$?
А 2; Б 8; В 18; Г 32; Д 50.
5. Сколько подуровней включает уровень с $n=4$?
А 1; Б 2; В 3; Г 4; Д 5
6. Сколько электронов находится в **4f**-подуровне атома свинца?
А 2; Б 6; В 8; Г 14; Д 18.
7. Сколько электронов находится на **5d**-подуровне атома свинца?
А 2; Б 6; В 8; Г 10; Д 14.
8. Какова структура уровня $n = 6$ невозбужденного атома свинца?
А $6s^2 6p^2$; Б $6s 6p^3$; В $6p^4$; Г $6s^2 6d^2$; Д $6s^2 6p$.
9. Какова структура уровня $n = 6$ возбужденного атома свинца?
А $6s^2 6p^2$; Б $6s 6p^3$; В $6s 6p^2 6d$; Г $6s 6p 6d^2$; Д $6s 6p 6d$.
10. Какое максимальное валентное состояние может проявлять свинец?
А 1; Б 2; В 3; Г 4; Д 6.

Ответ: 1-Б; 2-А; 3-Б; 4-В; 5-Г; 6-Г; 7- Г; 8-А; 9-Б; 10-Г.

ВАРИАНТ 2

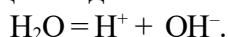
1. Сколько нейтронов в ядре атома, наиболее распространенного изотопа вольфрама?
А 184; Б 74; В 258; Г 110; Д –.
2. Сколько протонов в ядре атома вольфрама?
А 184; Б 74; В 258; Г НО; Д –.
3. Сколько главных энергетических уровней занимают электроны в атоме вольфрама?
А 5; Б 6; В 7; Г 8; Д 9.
4. Сколько электронов находится на уровне с $n = 4$ в атоме вольфрама?
А 2; Б 8; В 18; Г 32; Д 50.
5. Сколько подуровней включает уровень с $n = 4$ в атоме вольфрама?
1; Б 2; В 3; Г 4; Д 5.
6. Сколько электронов находится на 4f-подуровне атома вольфрама?
А 2; Б 6; В 8; Г 14; Д 18.
7. Сколько электронов находится на 5d-подуровне атома вольфрама?
А 2; Б 4; В 6; Г 10; Д 14.
8. Какова структура уровня $n = 5$ в атоме вольфрама?
А $5s^25p^65d^4$; Б $5s^25p^25d^4$; В $5s5p^35d^8$; Г $5s5p^35d^55f^3$; Д $5s^25p^65d^{10}$.
9. Какова структура уровня $n = 6$ возбужденного атома вольфрама?
А $6s^2$; Б $6s6p$; В $6s^26p^36d^1$; Г $5s5p^35d^55f^3$; Д $5s^25p^65d^{10}$.
10. Какое максимальное валентное состояние может проявлять вольфрам?
А 1; Б 2; В 4; Г 6; Д 8.

Ответ: 1-Г; 2-Б; 3-Б; 4-В; 5-Г; 6-Г; 7- Г; 8-Д; 9-Б; 10-Г.

Тема: РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. pH РАСТВОРОВ

Соли, кислоты и основания при растворении их в воде переходят в состояние гидратированных катионов и анионов, т. е. диссоциируют. По способности к диссоциации электролиты разделяются на сильные и слабые. К сильным электролитам относится большинство солей, кислоты H_2SO_4 , HCl , HBr , HI , HNO_3 , $HClO_4$ и другие, гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов. К слабым электролитам принадлежат кислоты H_2CO_3 , H_2SO_3 , HNO_2 , большинство органических кислот, NH_4OH , гидроксиды переходных металлов. Сильные электролиты практически полностью диссоциированы на ионы.

Вода является слабым электролитом. Не учитывая процесс взаимодействия ионов с молекулами воды, процесс диссоциации воды записывается в виде уравнения



Степень диссоциации воды очень мала и поэтому можно принять концентрацию

недиссоциированных молекул постоянной. Объединяя ее с константой воды, получаем новую константу – ионное произведение воды, которое для 25° равно

$$K_B = [H^+] [OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}.$$

В нейтральной воде

$$[H^+] = [OH^-] = \sqrt{K_B} = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

В растворах кислот, оснований и многих солей концентрации ионов водорода и гидроксидов уже не равны между собой, однако в любых условиях они связаны между собой такой зависимостью, при которой их произведение равно $1,0 \cdot 10^{-14}$.

Кислотность или щелочность раствора определяется концентрацией ионов водорода. Практически пользуются не концентрацией ионов водорода, а так называемым водородным показателем pH:

$$pH = -\lg[H^+].$$

В нейтральных растворах $pH = 7$, в кислых $pH < 7$ и в щелочных $pH > 7$.

Концентрация ионов гидроксидов также может быть выражена через гидроксильный показатель pOH:

$$pOH = -\lg[OH^-].$$

В нейтральных растворах $pOH = 7$, в кислых $pOH > 7$ и в щелочных $pOH < 7$. В любых растворах (при 25°)

$$pH + pOH = 14.$$

ВАРИАНТ 1

1. Считая диссоциацию $Mg(NO_3)_2$ полной, вычислите концентрацию иона NO_3^- в 0,4 М растворе соли (моль/л).

а) 1,2; б) 0,8; в) 0,4; г) 0,2; д) 0,1.

2. Раствор содержит 0,2 моля $NaCl$ и 0,1 моля Cl^- (моль /л) в 1 л. Какова концентрация иона Cl^- (моль/л)?

а) 0,8; б) 0,3; в) 0,2; г) 0,4; д) 0.

3. Раствор содержит 0,02 моля $Ba(OH)_2$ и то же количество молей, KOH в 1 л раствора. Чему равна концентрация ионов гидроксидов OH^- ?

а) 0,02; б) 0,04; в) 0,001; г) 0,06; д) 0,1.

4. Определите pH 0,001 н. раствора H_2SO_4 .

а) $\ln 10^{-3}$; б) $-\ln 10^{-3}$; в) $\lg 10^{-8}$; г) $-\lg 10^{-3}$; Д $14 + \lg 10^{-3}$.

5. Определите pH 0,0001 н. раствора $Ca(OH)_2$.

а) $\ln 10^{-4}$; б) $-\ln 10^{-4}$; в) $14 + \lg 10^{-4}$; г) $14 - \lg 10^{-4}$; д) $14 - \ln 10^{-4}$.

6. pH раствора равен 8. Вычислите концентрацию ионов гидроксидов.

а) $-\lg 10^{-8}$; б) $\lg 10^{-6}$; в) 10^{-8} ; г) $\ln 10^{-8}$; д) 10^{-6} .

7. В 1л раствора содержится 1г HBr . М. м.= 81. Вычислите pOH раствора.

а) $14 + \lg 1/81$; б) $14 - \lg 1/81$; в) $14 - \ln 1/81$; г) $14 + \ln 1/81$; д) $-\lg 1/81$.

8. Смешиваются равные объемы 0,03 М HNO_3 и 0,05 М KOH . Вычислите pH полученного раствора.

а) $-\lg(2 \cdot 10^{-2})$; б) 2; в) 12; г) $\lg(8 \cdot 10^{-2})$; д) –.

9. Ионное произведение воды равно 10^{-14} . Определите константу диссоциации воды ($\text{H}_2\text{O} = \text{H}^+ + \text{OH}^-$).

а) 10^{-14} (1000/18); б) 10^{-14} ; в) $10^{-14}(18/1000)$; г) 10^{-7} д) –

10. Слабая угольная кислота H_2CO_3 диссоциирует в растворе ступенчато. Какая степень диссоциаций будет в основном определять pH раствора?

а) первая; б) вторая; в) обе; г) –; д) –.

Ответ: 1 – б; 2 – б; 3 – г; 4 – г; 5 – г; 6 – в; 7 – д; 8 – а; 9 – в; 10 – а.

ВАРИАНТ 2

1. Считая диссоциацию Na_2CO_3 полной, вычислите концентрацию иона CO_3^{2-} в 0,5 М растворе соли.

а) 0,25; б) 0,5; в) 2,0; г) 1,5; д) 0,166.

2. Раствор содержит 0,2 моля $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ и 0,1 М $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ в 1 л. Какова концентрация иона NO_3^- (моль/л)?

а) 0,6; б) 0,3; в) 0,15; г) 1,2; д) 0,4.

3. Раствор содержит 0,01 моля NaOH и то же количество молей CsOH в 1 л раствора. Чему равна концентрация ионов гидроксила OH^- (моль/л)? –

а) 0,01; б) 0,02; в) 0,03; г) 0,005; д) –.

4. Определите pH 0,001 н. раствора HNO_3 .

а) $-\ln 10^{-3}$; б) 0,001; в) $+\lg 10^{-3}$; г) $-\lg 10^{-3}$; д) $-\ln 10^{-3}$.

5. Определите pH 0,1 н. раствора $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

а) $14 - \ln 10^{-1}$; б) $14 - \lg 10^{-1}$; в) $14 + \ln 10^{-1}$; г) $14 + \lg 10^{-1}$; д) $10 - \lg 10^{-1}$.

6. pH раствора равен 11. Вычислите концентрацию ионов гидроксила в растворе (моль/л).

а) $-\lg 10^{-11}$; б) $\lg 10^{-3}$; в) 10^{-11} ; г) 10^{-3} ; д) $\ln 10^{-11}$.

7. В 1 л раствора содержится 1 г $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Вычислите pH раствора, если $M. m. [\text{Ca}(\text{OH})_2] = 74$.

а) 1; б) 13; в) $-\lg(1/74)$; г) $14 + \lg(2 \cdot 1/74)$; д) $14 - \lg(2 \cdot 1/74)$.

8. Смешиваются равные объемы 6 М HBr и 2 М NH_4OH . Вычислите pH полученного раствора.

а) 4; б) 0; в) 0,3; г) -0,3; д) 2.

9. Смешиваются равные объемы 0,008 М HClO_3 и 0,003 М $\text{Sr}(\text{OH})_2$. Вычислите рОН полученного раствора.

а) $14 - \lg 5 \cdot 10^{-3}$; б) $14 + \lg 5/2 \cdot 10^{-3}$; в) $14 - \lg 2 \cdot 10^{-3}$; г) 3; д) $14 + \lg((0,008 - 0,006)/2)$

10. Как изменится степень диссоциации уксусной кислоты при разбавлении раствора в 4 раза?

а) уменьшится в 4 раза; б) уменьшится в 2 раза; в) увеличится в 2 раза; г) не изменится; д) увеличится в 4 раза.

Ответ: 1 – б; 2 – а; 3 – б; 4 – г; 5 – б; 6 – г; 7 – д; 8 – а; 9 – в; 10 – в.

1.3 Итоговая контрольная работа по курсу «Химия»

ВАРИАНТ 1

Тест 1. При одинаковых условиях взяты равные объемы N_2 и O_2 ? Каково соотношение масс обоих газов:

а) $m(O_2) > m(N_2)$; б) $m(N_2) > m(O_2)$; в) $m(N_2) = m(O_2)$? г) $m(N_2) = \frac{7}{8} m(O_2)$?

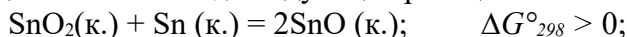
Тест 2. Чему равна эквивалентная масса серы в SO_2 ?

а) 6; б) 8; в) 12; г) 32; д) 48.

Тест 3. Какова структура уровня с $n = 5$ атома лантана?

а) $5s^2 5p^6$; б) $5s^2 5p^6 5d^1$; в) $5s^2 5p^6 5d^3$; г) $5s^2 5p^3 5d^6$; д) $5s 5p^3 5d^5 5f^2$.

Тест 4. Исходя из знака ΔG_{298}° следующей реакции



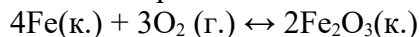
сделать вывод о том, какая степень окисленности более характерна для олова:

а) +2; б) +4; в) -2; г) -4.

Тест 5. В газовой среде протекает химическая реакция $B + 2A \rightarrow 2F$. Как изменится скорость реакции при увеличении общего давления в 2 раза:

а) уменьшится в 4 раза; б) уменьшится в 8 раз; в) возрастет в 4 раза; г) возрастет в 8 раз?

Тест 6. В каком направлении сместится равновесие в системе



при увеличении давления:

а) в сторону прямой реакции; б) в сторону обратной реакции; в) не сместится?

Тест 7. В 10 мл воды содержится 4,9 г H_3PO_4 . Какова массовая доля (в %) такого раствора?

а) 4,9%; б) 32,9%; в) 49%; г) 14,9%.

Тест 8. При какой температуре кристаллизуется водный раствор, содержащий $3 \cdot 10^{23}$ молекул неэлектролита в 250 г H_2O . Криоскопическая константа воды равна 1,86:

а) 273 К; б) 271,14 К; в) 269,28 К; г) 272,32 К?

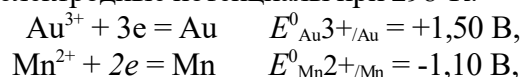
Тест 9. Как надо изменить концентрацию ионов водорода в растворе, чтобы рН раствора увеличился на единицу:

а) увеличить на 1 моль/л; б) увеличить в 10 раз; в) уменьшить в 10 раз; г) уменьшить на 1 моль/л?

Тест 10. Какие из приведенных простых ионов способны проявлять только функцию окислителя: F^- , H^+ , Cu^+ , Cu^{2+} , Mn^{2+} , Fe^{2+} , S^{2-} ?

1) H^+ , Cu^{2+} ; 2) F^- , S^{2-} ; 3) Cu^{2+} , Mn^{2+} , Fe^{2+} ; 4) все ионы

Тест 11. Стандартные электродные потенциалы при 298°K:



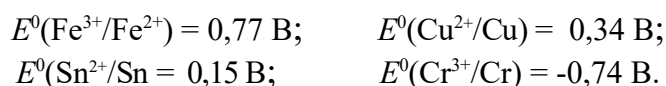
а) Определите э. д. с. золото-марганцевого гальванического элемента при стандартных условиях ($C_{\text{Mn}^{2+}} = C_{\text{Au}^{3+}} = 1$ моль/л).

1) -0,400; 2) -2,600; 3) +0,400; 4) +2,600; 5) +0,050.

б) Вычислите электродный потенциал никеля в 0,01 М растворе NiCl_2 .

1) -1,071; 2) -1,042; 3) +1,042; 4) -1,159; 5) +1,159.

Тест 12. Водный раствор H_2S ($E^0_{\text{S}, 2\text{H}^+/\text{H}_2\text{S}} = 0,15 \text{ В}$) обладает восстановительными свойствами. Используя следующие данные



укажите, какие из перечисленных ионов можно восстановить этим раствором:

а) Fe^{3+} до Fe^{2+} ; б) Cr^{3+} до Cr ; в) Sn^{4+} до Sn^{2+} г) Cu^{2+} до Cu .

Тест 13. Через раствор CuSO_4 пропускали ток силой 10 А в течение 96500 с. Сколько меди (г) выделится на электроде (Ат. м. $\text{Cu} = 64$)?

а) 1280; б) 640; в) 320; г) 160; д) 80.

Тест 14. Рассчитайте ЭДС коррозионного микроэлемента и определите, будет ли корродировать медь ($E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0,337 \text{ В}$) в деаэрированном (без содержания кислорода) растворе CuSO_4 в кислом растворе с рН 0 и выделением водорода при его относительном давлении $p_{\text{H}_2} = 0,1$.

Указание. Используйте уравнение Нернста для расчета потенциала водорода:

$$E_{\text{pH}^+/\text{H}_2} = -0,02951 \text{ g p}_{\text{H}_2} - 0,059 \text{ рН}$$

а) $E = +0,3075 \text{ В}$, коррозия возможна; б) $E = -0,3075 \text{ В}$, коррозия невозможна; в) $E = +0,3665 \text{ В}$, коррозия возможна; г) $E = -0,3665 \text{ В}$, коррозия невозможна.

Ответ: 1 – а; 2 – б; 3 – б; 4 – а; 5 – г; 6 – а; 7 – б; 8 – в; 9 – в; 10 – а; 11 а) – 4; б) – 4; 12 – а, в; 13 – в; 14 – б.

ВАРИАНТ 2

Тест 1. Каково соотношение объемов, занимаемых 1 молем HCl и 1 молем O_2 (Т и Р одинаковы):

а) $V(\text{HCl}) > V(\text{O}_2)$; б) $V(\text{HCl}) < V(\text{O}_2)$; в) $V(\text{HCl}) = V(\text{O}_2)$; г) $V(\text{HCl}) = \frac{1}{2} V(\text{O}_2)$?

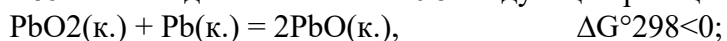
Тест 2. Чему равна эквивалентная масса углерода в CO ?

а) 3; б) 6; в) 12; г) 24; д) 48.

Тест 3. Какова структура уровня $n = 5$ в атоме вольфрама?

а) $5s^2 5p^6 5d^4$; б) $5s^2 5p^2 5d^4$; в) $5s^5 5p^3 5d^8$; г) $5s^3 5p^3 5d^5 5f^3$; д) $5s^2 5p^6 5d^{10}$.

Тест 4. Исходя из знака ΔG^0_{298} следующих реакций



сделать вывод о том, какая степень окисленности более характерна для свинца:

- а) +2; б) +4; в) -2; г) -4.

Тест 5. Как изменится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$, если объем реакционного сосуда увеличить в 2 раза:

- а) уменьшится в 4 раза; б) уменьшится в 8 раз; в) возрастет в 4 раза; г) возрастет в 8 раз?

Тест 6. Какие воздействия на систему $4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{Cl}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ приведут к смещению равновесия влево:

- а) повышение давления; б) увеличение концентрации O_2 ; в) увеличение концентрации Cl_2 ; г) возрастание объема реакционного сосуда?

Тест 7. В 100 мл раствора содержится 49 г H_2SO_4 . Какова молярность раствора?

- а) 0,5; б) 5; в) 1; г) 10; д) 20.

Тест 8. При какой температуре кипит водный раствор, содержащий $12 \cdot 10^{23}$ молекул неэлектролита в 250 мл H_2O . Эбуллиоскопическая константа воды равна 0,52:

- а) 373 К; б) 372,32 К; в) 368,84 К; г) 377,16 К?

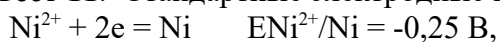
Тест 9. Как изменится рН воды, если к 10 л ее добавить 1–2 моль NaOH :

- а) возрастет на 2; б) возрастет на 7; в) возрастет на 4; г) уменьшится на 7?

Тест 10. Какие из приведенных простых ионов способны проявлять только функцию восстановителя: H^+ , Cl^- , Cu^{2+} , Na^+ , Fe^{3+} , H^- ?

- 1) H^+ , Na^+ ; 2) Cu^{2+} , Na^+ , Fe^{3+} ; 3) H^- , Cl^- ; 4) только Cl^- .

Тест 11. Стандартные электродные потенциалы при 298°K:



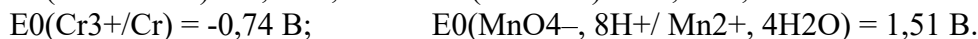
а) Вычислите э. д. с. олово-никелевого гальванического элемента при стандартных условиях ($C_{\text{Ni}^{2+}} = C_{\text{Sn}^{2+}} = 1$ моль/л).

- 1) -0,390; 2) +0,110; 3) -0,110; 4) +0,390; 5) -0,990.

б) Вычислите электродный потенциал олова в $1 \cdot 10^{-4}$ М растворе SnCl_2 .

- 1) -0,022; 2) -0,081; 3) -0,198; 4) -0,140; 5) -0,256.

Тест 12. Бромная вода ($E_0(\text{Br}_2/2\text{Br}^-) = 1,07 \text{ В}$) – часто используемый в лабораторной практике окислитель. Используя следующие данные



укажите, какие из перечисленных ионов нельзя окислить этим раствором:

- а) Pb^{2+} до Pb^{4+} ; б) Pb до Pb^{2+} ; в) Cr до Cr^{3+} ; г) Mn^{2+} до MnO_4^- ?

Тест 13. Через раствор CuSO_4 при напряжении 3 В прошло 48 250 Кл электричества. Сколько меди выделилось на электроде? (Ат.м. = 64).

- а) 16/3; б) 16; в) 32/3; г) 32; д) 64.

Тест 14. Рассчитайте ЭДС коррозионного микроэлемента и определите, будет ли корродировать железо ($E_0\text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = -0,44 \text{ В}$) в деаэрированном (без содержания кислорода) 1М рас-

творе FeSO_4 в кислом растворе с $\text{pH} = 0$ и выделением водорода при его относительном давлении $p_{\text{H}_2} = 0,1$.

Указание. Используйте уравнение Нернста для расчета потенциала водорода:

$$E_{\text{H}^+/\text{H}_2} = -0,02951 \text{g} p_{\text{H}_2} - 0,059 \text{pH}$$

а) ЭДС = +0,4105 В, коррозия возможна; б) ЭДС = -0,4105 В, коррозия невозможна; в) ЭДС = +0,4695 В, коррозия возможна; г) ЭДС = -0,4695 В, коррозия невозможна.

Ответ: 1 – в; 2 – а; 3 – а; 4 – б; 5 – б; 6 – в; 7 – б; 8 – г; 9 – б; 10 – в; 11 а) – 3, б) – 2; 12 – б, в; 13 – б; 14 – в.

1.4 Контроль остаточных знаний

ВАРИАНТ 1

1. Электронная конфигурация валентных электронов атома выражается формулой: $\dots 5f^2 6d^1 7s^2$. Какой это элемент?

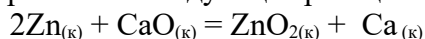
2. Определите тип гибридизации орбиталей атома бора и пространственную структуру иона BF_4^- .

3. Зависит ли тепловой эффект реакции от ее энергии активации? Ответ обосновать.

4. Как изменится скорость реакции синтеза продукта $2X_{(г)} + 3Y_{(г)} = Z_{(г)}$ с уменьшением давления в 2 раза? Реакцию условно считать одностадийной.

5. Не производя вычислений, установите знак изменения энтропии (ΔS^0) реакции: $2\text{H}_2\text{S}_{(г)} + 3\text{O}_{2(г)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(ж)} + 2\text{SO}_{2(г)}$.

6. Установите, в каком направлении следующая реакция



может протекать самопроизвольно в стандартных условиях при 25°C . Стандартные энергии Гиббса образования равны: $\Delta G^0_{\text{обр.,CaO}} = -604,2$ кДж/моль; $\Delta G^0_{\text{обр.,ZnO}_2} = -320,7$ кДж/моль.

7. Вычислить pH 0,01М раствора уксусной кислоты. Степень диссоциации (α) кислоты принять равной 20%.

8. В 50 мл насыщенного раствора Ag_2CO_3 содержится $6,3 \cdot 10^{-6}$ моля CO_3^{2-} . Вычислить ПР Ag_2CO_3 .

9. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции:



10. Какое основание более сильное, КОН или NaOH? Почему? Что означает понятие «более сильное»?

ВАРИАНТ 2

1. Электронная конфигурация валентных электронов атома выражается формулой: ...4d⁵5s¹. Какой это элемент?

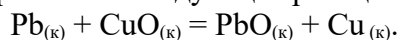
2. Определите тип гибридизации орбиталей атома кремния и пространственную структуру иона SiF₆²⁻.

3. Для какой реакции – прямой или обратной – энергия активации больше, если прямая реакция идет с выделением теплоты? Ответ обосновать.

4. Во сколько раз нужно увеличить концентрацию вещества В, чтобы скорость прямой реакции $2A_{(r)} + B_{(r)} \rightarrow D_{(r)}$ возросла в 2 раза?

5. Не производя вычислений, установите знак изменения энтропии (ΔS^0) реакции: $2CH_3OH_{(r)} + 3O_{2(r)} = 4H_2O_{(r)} + 2CO_{2(r)}$.

6. Установите, в каком направлении следующая реакция



может протекать самопроизвольно в стандартных условиях при 25⁰С. Стандартные энергии Гиббса образования равны: $\Delta G^0_{обр.,CuO} = -129,9$ кДж/моль; $\Delta G^0_{обр.,PbO} = -189,1$ кДж/моль.

7. Вычислить молярность раствора муравьиной кислоты, рН которого равен 3. Степень диссоциации (α) кислоты принять равной 30%.

8. В 100 мл насыщенного раствора PbI₂ содержится $1,29 \cdot 10^{-3}$ моль свинца в виде ионов. Вычислить произведение растворимости PbI₂.

9. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции:



10. Какая кислота более сильная, HF или HCl? Почему? Что означает понятие «более сильная»? Что означает понятие «более сильная»?

КРИТЕРИИ ВЫБОРА КОНТРОЛЬНЫХ ВОПРОСОВ И ОЦЕНКИ РЕЗУЛЬТАТОВ СТУДЕНЧЕСКИХ РАБОТ

Для проверки остаточных знаний студентов по дисциплине «Общая и неорганическая химия», были использованы 6 тем, охватывающих наиболее важные разделы курса:

1. Строение атома и химическая связь.
2. Энергетика химических превращений.
3. Химическая кинетика и химическое равновесие.
4. Растворы неэлектролитов и электролитов
5. Окислительно-восстановительные реакции
6. Теория кислот и оснований

При оценке ответов студентов учитывали:

- 1) Общее число правильных ответов

Число правильных ответов	Оценка
9 – 10	Отлично
7 – 8	Хорошо
5 – 6	Удовлетворительно
< 5	Неудовлетворительно

ОТВЕТЫ

Вариант 1

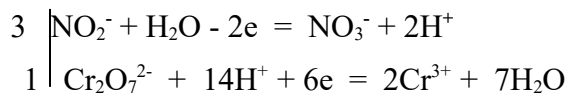
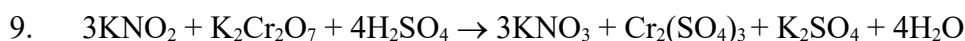
- Протактиний.
- sp^3 -гибридизация, тетраэдр.
- Не** зависит. Тепловой эффект реакции равен разности между значением энтальпии системы в конечном и исходном состоянии, тогда как энергия активации определяется разностью между значением энергии системы в переходном и начальном состоянии.
- Согласно закону действия масс, скорость реакции уменьшится в 36 раз.
- $\Delta S^\circ < 0$
- Условием принципиальной возможности реакции является убыль энергии Гиббса реакции ($\Delta G^\circ < 0$). Поэтому данная реакция самопроизвольно может протекать только в обратном направлении.
- $[H^+] = aC = 0,2 \cdot 0,01 = 2 \cdot 10^{-3}$. $pH = -\lg[H^+] = 2,7$.
- ПРА** $Ag_2CO_3 = 8 \cdot 10^{-12}$. Из условия задачи и уравнения равновесия $Ag_2CO_3(тв) \leftrightarrow 2Ag^+ + CO_3^{2-}$ следует: $[Ag^+] = 2 \cdot [CO_3^{2-}] = 2 \cdot 1,26 \cdot 10^{-4} = 2,52 \cdot 10^{-4}$ моль/л, отсюда $PP = [Ag^+]^2 \cdot [CO_3^{2-}] = (2,52 \cdot 10^{-4})^2 \cdot 1,26 \cdot 10^{-4} = 8 \cdot 10^{-12}$.
- $2NaCrO_2 + 3Br_2 + 8NaOH = 2Na_2CrO_4 + 6NaBr + 4H_2O$

$$\begin{array}{l} 2 \quad | \quad CrO_2^- + 4OH^- - 3e = CrO_4^{2-} + 2H_2O \\ 3 \quad | \quad Br_2 + 2e = 2Br^- \end{array}$$
- Более сильным, т.е. сильнее диссоциирующим в растворе будет основание KOH, так как радиус иона K^+ больше, чем у Na^+ ; поэтому притяжение между ионами K^+ и OH^- слабее, чем между ионами Na^+ и OH^- .

Вариант 2

- Хром.
- sp^3d^2 -гибридизация; октаэдр.
- Поскольку тепловой эффект реакции равен разности между значением энтальпии системы в конечном и исходном состоянии, а энергия активации определяется разностью между значением энергии системы в переходном и начальном состоянии, то в соответствии с условием задачи энергия активации будет больше для обратной реакции.
- В соответствии с законом действия масс, чтобы скорость прямой реакции $2A_{(г)} + B_{(г)} \rightarrow D_{(г)}$ возросла в 2 раза концентрацию вещества B нужно увеличить **в 2 раза**.
- $\Delta S^\circ < 0$
- Условием принципиальной возможности реакции является убыль энергии Гиббса реакции ($\Delta G^\circ < 0$). Поэтому данная реакция самопроизвольно будет протекать **в прямом** направлении.
- Так как $pH = -\lg[H^+] = 3$, то $[H^+] = 10^{-3}$. Из определения степени диссоциации $a = [H^+] / C$, отсюда $C = 10^{-3} / 0,3 = 3,33 \cdot 10^{-3}$.

8. $PPbI_2 = 8 \cdot 10^{-12}$. Из условия задачи и уравнения равновесия $PbI_{2(тв)} \leftrightarrow Pb^{2+} + 2I^-$ следует: $[I^-] = 2 \cdot [Pb^{2+}] = 2 \cdot 1,29 \cdot 10^{-3} = 2,58 \cdot 10^{-3}$ моль/л, откуда $PP = [Pb^{2+}][I^-]^2 = 1,29 \cdot 10^{-3} \cdot (2,58 \cdot 10^{-3})^2 = 8,59 \cdot 10^{-9}$.



10. Более сильной, т.е. сильнее диссоциирующей в растворе будет кислота HCl, так как радиус иона Cl⁻ больше, чем у F⁻; поэтому притяжение между ионами H⁺ и Cl⁻ слабее, чем между ионами H⁺ и F⁻.

2 Комплект домашних заданий по дисциплине «Химия»

Тема: Основные понятия и законы химии. Строение атома

Литература для самостоятельной работы указана в рабочей программе дисциплины.

1. Образцы решения типовых задач:

Пример 1. Приведение объема газа к нормальным условиям.

Какой объем (н.у.) займут $0,4 \cdot 10^{-3}$ м³ газа, находящиеся при 50⁰C и давлении $0,954 \cdot 10^5$ Па?

Решение. Для приведения объема газа к нормальным условиям пользуются общей формулой, объединяющей законы Бойля-Мариотта и Гей-Люссака:

$$pV/T = p_0V_0/T_0.$$

Объем газа (н.у.) равен $V_0 = \frac{pVT_0}{Tp_0}$, где $T_0 = 273$ К; $p_0 = 1,013 \cdot 10^5$ Па; $T = 273 + 50 = 323$ К;

$$V_0 = \frac{0,954 \cdot 10^5 \cdot 0,40 \cdot 10^{-3} \cdot 273}{323 \cdot 1,013 \cdot 10^5} \text{ м}^3 = 0,32 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3.$$

При (н.у.) газ занимает объем, равный $0,32 \cdot 10^{-3}$ м³.

Пример 2. Вычисление относительной плотности газа по его молекулярной массе.

Вычислите плотность этана C₂H₆ по водороду и воздуху.

Решение. Из закона Авогадро вытекает, что относительная плотность одного газа по другому равна отношению молекулярных масс (M_u) этих газов, т.е. $D = M_1/M_2$. Если M_1 C₂H₆ = 30, M_2 H₂ = 2, средняя молекулярная масса воздуха равна 29, то относительная плотность этана по водороду равна $D_{H_2} = 30/2 = 15$.

Относительная плотность этана по воздуху: $D_{возд} = 30/29 = 1,03$, т.е. этан в 15 раз тяжелее водорода и в 1,03 раза тяжелее воздуха.

Пример 3. Определение средней молекулярной массы смеси газов по относительной плотности.

Вычислите среднюю молекулярную массу смеси газов, состоящей из 80 % метана и 20 % кислорода (по объему), используя значения относительной плотности этих газов по водороду.

Решение. Часто вычисления производят по правилу смешения, которое заключается в том, что отношение объемов газов в двухкомпонентной газовой смеси обратно пропорционально разностям между плотностью смеси и плотностями газов, составляющих эту смесь. Обозначим относительную плотность газовой смеси по водороду через D_{H_2} . она будет больше плотности метана, но меньше плотности кислорода:

$$\frac{V_{CH_4}}{V_{O_2}} = \frac{16 - D_{H_2}}{D_{H_2} - 8} ; \frac{80}{20} = \frac{16 - D_{H_2}}{D_{H_2} - 8} ;$$

$$80D_{H_2} - 640 = 320 - 20D_{H_2} ; D_{H_2} = 9,6.$$

Плотность этой смеси газов по водороду равна 9,6. средняя молекулярная масса газовой смеси $M_{H_2} = 2D_{H_2} = 9,6 \cdot 2 = 19,2$.

Пример 4. Вычисление молярной массы газа.

Масса $0,327 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ газа при 13°C и давлении $1,040 \cdot 10^5 \text{ Па}$ равна $0,828 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$. Вычислите молярную массу газа.

Решение. Вычислить молярную массу газа можно, используя уравнение Менделеева-Клапейрона:

$$pV = \frac{m}{M} RT ,$$

где m – масса газа; M – молярная масса газа; R – молярная (универсальная) газовая постоянная, значение которой определяется принятыми единицами измерения.

Если давление измерять в Па, а объем в м^3 , то $R = 8,3144 \cdot 10^3 \text{ Дж}/(\text{кмоль} \cdot \text{К})$.

Тогда молярная масса газа равна

$$M = \frac{mRT}{pV} = \frac{0,828 \cdot 10^{-3} \cdot 8,3144 \cdot 10^3 \cdot 286}{1,040 \cdot 10^5 \cdot 0,327 \cdot 10^{-3}} = 57,8 \text{ г/моль}.$$

Пример 5. Определение парциальных давлений газов и смеси.

В баллоне объемом 10^{-2} м^3 при 18°C находится $14 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ кислорода и $12 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ аммиака. Определите парциальное давление каждого из газов в смеси.

Решение. Парциальное давление газа – та часть общего давления в газовой смеси, которая обусловлена данным газом. Парциальное давление газа в смеси равно тому давлению газа, которым он обладал бы, занимая такой же объем, какой занимает смесь при той же температуре. Если в газовой смеси между газами нет химического взаимодействия, то общее давление газовой смеси $p_{\text{общ}}$ равно сумме парциальных давлений газов, входящих в эту смесь, p_1, p_2, \dots, p_n (закон Дальтона):

$$p_{\text{общ}} = p_1 + p_2 + p_3 + \dots + p_n.$$

Состав газовых смесей может выражаться массовыми и объемными долями, молярными долями, количеством вещества.

Массовая доля газа ω_n в смеси равна отношению массы газа m_n к массе всей газовой смеси m : $\omega_n = m_n/m$.

Объемная доля газа φ_n в смеси равна отношению объема газа V_n к объему газовой смеси V , взятых при одинаковой температуре и давлении: $\varphi_n = V_n/V$.

Молярная доля газа χ в смеси равна отношению числа молей газа n_i к общему числу молей Σn_i газов, составляющих данную смесь: $\chi = n_i / \Sigma n_i$.

Находим количество вещества кислорода и аммиака по отношению массы газа к его молекулярной массе:

$$n_{\text{O}_2} = \frac{m(\text{O}_2)}{M_r(\text{O}_2)} = \frac{14 \cdot 10^{-3}}{32} = 0,438 \cdot 10^{-3} \text{ моль};$$

$$n_{\text{NH}_3} = \frac{m(\text{NH}_3)}{M_r(\text{NH}_3)} = \frac{12 \cdot 10^{-3}}{17} = 0,707 \cdot 10^{-3} \text{ моль}.$$

Используя уравнение Менделеева-Клапейрона, находим парциальное давление каждого газа в смеси:

$$p'_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2} RT}{V}; \quad p'_{\text{NH}_3} = \frac{n_{\text{NH}_3} RT}{V};$$

$$p'_{\text{O}_2} = \frac{0,438 \cdot 10^{-3} \cdot 8,3144 \cdot 10^3 \cdot 291}{0,01} \text{ Н/м}^2 = 106 \text{ 000 Па};$$

$$p'_{\text{NH}_3} = \frac{0,707 \cdot 10^{-3} \cdot 8,3144 \cdot 10^3 \cdot 291}{0,01} \text{ Н/м}^2 = 171 \text{ 000 Па}.$$

Пример 6. Определение давления газовой смеси.

В сосуде объемом $0,05 \text{ м}^3$ при 25°C содержится смесь из $0,020 \text{ м}^3$ этилена под давлением 83 950 Па и $0,015 \text{ м}^3$ метана под давлением 95 940 Па . Найдите общее давление газов в сосуде.

Решение. Сначала определяем парциальное давление каждого из газов:

$$p'_{\text{C}_2\text{H}_4} = \frac{p_{\text{C}_2\text{H}_4} V_{\text{C}_2\text{H}_4}}{V} = \frac{83950 \cdot 0,02}{0,05} = 33 \text{ 580 Па};$$

$$p'_{\text{CH}_4} = \frac{p_{\text{CH}_4} V_{\text{CH}_4}}{V} = \frac{95940 \cdot 0,015}{0,05} = 28 \text{ 782 Па}.$$

Общее давление газовой смеси равно сумме парциальных давлений газов: $p_{\text{общ}} = 33 \text{ 580} + 28 \text{ 782} = 62 \text{ 362 Па}$.

Пример 7. Вычисление абсолютной массы молекулы вещества.

Определите массу молекулы газа, если масса 10^{-3} м^3 газа (н.у.) равна $0,1785 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$.

Решение. Исходя из молярного объема газа, определяем киломоль газа:

$$10^{-3} \text{ м}^3 \text{ газа} - 0,1785 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$$

$$X = \frac{22,4 \cdot 0,1785 \cdot 10^{-3}}{10^{-3}} = 4,0 \text{ кг}.$$

$$22,4 \text{ м}^3 \text{ газа} - x \text{ кг}$$

Число молекул в 1 кмоль любого вещества равно постоянной Авогадро ($6,02 \cdot 10^{26}$). Следовательно, масса молекулы m газа равна

$$m = \frac{4}{6,02 \cdot 10^{26}} = 0,665 \cdot 10^{-26} \text{ кг.}$$

Пример 8. Определение объема и радиуса атома элемента.

Рассчитайте объем и радиус атома кальция. Плотность кальция равна: $\rho = 1,55 \cdot 10^3 \text{ кг/м}^3$.

Решение. Молярный объем кальция равен (M – молярная масса кальция)

$$V = \frac{n}{\rho} = \frac{40,08}{1,55 \cdot 10^3} = 25,86 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3.$$

Так как у большинства металлов расположение атомов соответствует плотнейшей упаковке шаров (если принять, что атомы имеют форму шара и в кристалле касаются друг друга), то истинный объем шаров составляет 74 % от общего объема: $25,86 \cdot 10^{-3} \cdot 0,74 = 19,14 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$.

Объем атома кальция равен: $V_A = \frac{19,14 \cdot 10^{-3}}{6,02 \cdot 10^{26}} = 3,18 \cdot 10^{-28} \text{ м}^3$. Если рассматривать атом виде

шара, то радиус атома равен:

$$R = \sqrt[3]{\frac{3V_A}{4\pi}} = \sqrt[3]{\frac{3 \cdot 3,18 \cdot 10^{-29}}{4 \cdot 3,14}} = \sqrt[3]{\frac{9,54 \cdot 10^{-29}}{12,56}} = \sqrt[3]{0,7595 \cdot 10^{-29}} = \sqrt[3]{7,595 \cdot 10^{-30}} = 1,97 \cdot 10^{-10} \text{ м.}$$

Пример 9. Нахождение истинной формулы вещества по массовым долям элементов и молекулярной массе.

В состав химического соединения входят азот и кислород. Массовые доли (%): азота – 30,43 и кислорода – 69,57. Относительная плотность этого вещества по водороду равна 46. определите молекулярную формулу соединения.

Решение. Истинные (молекулярные) формулы показывают действительное число атомов каждого элемента в молекуле. Для вывода истинной формулы вещества кроме его количественного состава надо знать и его молекулярную массу. Формулу вещества, данного в задаче, представим так: N_xO_y .

Определяем соотношение между числом атомов азота и кислорода:

$$x : y = \frac{30,43}{14} : \frac{69,57}{16} = 2,17 : 4,34 = 1 : 2.$$

Соотношение между числом атомов азота и кислорода в молекуле 1 : 2, т.е. простейшая формула этого вещества NO_2 с молекулярной массой, равной 46. Молекулярная масса вещества равна: $M_{\text{ч}} = 2D_{H_2} = 2 \cdot 46 = 92$. Следовательно, в молекуле вещества должно содержаться $92/46=2$ группы NO_2 .

Истинная формула вещества: N_2O_4 .

Пример 10. Определение длины волны электронов.

Скорость движения электрона равна $2 \cdot 10^8$ м/с. Рассчитайте длину волны электрона.

Решение. Взаимосвязь между скоростью движения электрона и его длиной волны λ выражается уравнением де Бройля:

$$\lambda = h / (mv),$$

где h – постоянная Планка, равная $6,6262 \cdot 10^{-34}$ Дж·с; m – масса электрона, равная $9,108$

Тогда
$$\lambda = \frac{6,6262 \cdot 10^{-34}}{9,108 \cdot 10^{-31} \cdot 2 \cdot 10^8} = 0,36 \cdot 10^{-11} \text{ м.}$$

Пример 11. Вычисление массы фотона.

Определите массу фотона, отвечающего линии H_α серии Бальмера в спектре водорода ($\lambda = 6563 \cdot 10^{-10}$ м).

Решение. Масса движущегося фотона (масса покоя фотона равна нулю) с его длиной волны связана соотношением

$$\lambda = h / (mc),$$

где c – скорость света $3 \cdot 10^8$ м/с; m – масса фотона.

Тогда
$$m = \frac{h}{\lambda c} = \frac{6,6262 \cdot 10^{-34}}{6563 \cdot 10^{-10} \cdot 3 \cdot 10^8} \text{ кг} = 3,3 \cdot 10^{-36} \text{ кг.}$$

Пример 12. Изображение электронной структуры атомов элементов с помощью энергетических ячеек.

Пользуясь правилом Гунда, распределите электроны по энергетическим ячейкам для атома элемента с порядковым номером 40.

Решение. Элемент с порядковым номером 40 – цирконий Zr, находится он в пятом периоде, IV В подгруппе. Цирконий – это d -элемент. Электронная формула атома циркония $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^2 5s^5$.

Принимая во внимание правило Гунда, заполним энергетические ячейки следующим образом:

$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$3d^{10}$	$4s^2$	$4p^6$	$4d^2$	$5s^5$
↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑ ↓	↑↓

Пример 13. Определение значений квантовых чисел для электронов атома элемента.

Для атома с электронной структурой $1s^2 2s^2 p^1$ найдите значение четырех квантовых чисел n, l, m_l, m_s , определяющие каждый из электронов в нормальном состоянии.

Решение. Электронную структуру $1s^2 2s^2 p^1$ имеет атом бора. Значения квантовых чисел для электронов атома бора надо определять с учетом принципа Паули, согласно которому в атоме не может быть даже двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковыми. 1-й энергетический уровень атома бора содержит два электрона в s -

состоянии. Эти электроны характеризуются следующим набором квантовых чисел: 1, 0, 0, $\pm 1/2$. Электроны в *s*-состоянии второго энергетического уровня имеют значения квантовых чисел: 2, 0, 0, $\pm 1/2$.

Квантовые числа: 2, 1, -1, +1/2 описывают электроны второго энергетического уровня в *p*-состоянии. Значения квантовых чисел пяти электронов атома бора следующие:

Квантовое число	Электрон				
	1	2	3	4	5
<i>n</i>	1	1	2	2	2
<i>l</i>	0	0	0	0	1
<i>m_l</i>	0	0	0	0	-1
<i>m_s</i>	+1/2	-1/2	+1/2	-1/2	+1/2

Пример 14. Определение энергии ионизации элемента.

Ионизационный потенциал натрия $I=5,14$ эВ. Вычислите энергию ионизации натрия (кДж/моль).

Решение. Энергия ионизации атома натрия (эВ/атом) численно равна его ионизационному потенциалу, выраженному в электрон-вольтах. Так как $1 \text{ эВ} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ Дж}$, то энергия ионизации натрия равна:

$$I = 5,14 \cdot 1,602 \cdot 10^{-19} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 495 \text{ кДж/моль.}$$

Пример 15. Расчет относительной электроотрицательности элемента.

Энергия ионизации брома равна $I=1140,8$ кДж/моль. Средство брома к электрону равно $E=3,54$ эВ/атом. Вычислите относительную электроотрицательность брома.

Решение. Электроотрицательность (ЭО) элемента характеризует способность атома элемента присоединять электроны при образовании химической связи. Электроотрицательность определяют как арифметическую сумму энергии ионизации и средства к электрону, т.е.

$$\text{ЭО} = (I + E).$$

Средство брома к электрону равно

$$E = 3,54 \cdot 1,602 \cdot 10^{-19} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 341,4 \text{ кДж/моль.}$$

Электроотрицательность брома равна: $\text{ЭО} = 1140,8 + 341,4 = 1482,2 \text{ кДж/моль.}$

За единицу электроотрицательности принята электроотрицательность лития ($\text{ЭО} = 536,0 \text{ кДж/моль}$). Относительная электроотрицательность брома равна $1482,2 / 536,0 = 2,8$.

Пример 16. Составление уравнения ядерной реакции.

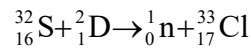
Составьте уравнение ядерной реакции: ${}_{16}^{32}\text{S} + {}_1^2\text{D} \rightarrow {}_0^1\text{n} + \dots$

Решение. Ядерные реакции записывают с помощью уравнений, подобных обычным химическим уравнениям, однако приводимые в этих уравнениях химические символы обозначают не атомы элементов, а лишь их ядра. При составлении ядерных реакций соблюдается равенство суммы зарядов и массовых чисел в левой и правой частях уравнения. При

этом заряд электрона учитывается со знаком минус, протона и позитрона – со знаком плюс. Нейтрон и γ -квант заряда не имеют. Кроме того, массы электронов, позитронов и γ -квантов не учитываются. В данном примере нужно определить, ядро какого элемента получится в результате ядерной реакции.

Сумма массовых чисел частиц в левой части уравнения $32 + 2 = 34$. В силу правила равенства сумм массовых чисел в правой части уравнения сумма массовых чисел частиц должна быть 34, значит, массовое число нового элемента 33.

Сумма зарядов частиц в левой части уравнения $16 + 1 = 17$. частицы правой части уравнения должны иметь суммарный заряд 17. Нейтрон заряда не имеет, значит, новый элемент имеет заряд 17; этим элементом будет изотоп хлора ${}_{17}^{33}\text{Cl}$. Ядерная реакция в полном виде:



Пример 17. Вычисление периода полураспада и средней продолжительности жизни радиоизотопов.

Константа радиоактивного распада λ радиоизотопа ${}_{16}^{35}\text{S}$ равна $9,21 \cdot 10^{-8} \text{ с}^{-1}$. Определите период полураспада и среднюю продолжительность жизни.

Решение. Согласно закону радиоактивного распада скорость радиоактивного распада изотопа пропорциональна общему числу атомов этого изотопа. Математически этот закон выражается соотношением

$$N_t = N_0 e^{-\lambda t},$$

где N_0 – исходное число радиоактивных атомов в начальный момент распада; N_t – число радиоактивных атомов по истечении времени распада t ; e – основание натурального логарифма, равное 2,718; λ – константа радиоактивного распада, характеризующая относительную долю атомов радиоизотопа, распадающихся в единицу времени.

На основе закона радиоактивного распада устанавливается взаимосвязь между основными константами радиоизотопа $T_{1/2}$, λ и τ . Константа радиоактивного распада λ радиоизотопа с периодом полураспада связана соотношением

$$T_{1/2} = \frac{0,693}{\lambda}.$$

Период полураспада $T_{1/2}$ – время, в течение которого распадается половина первоначального количества радиоизотопа:

$$T_{1/2} = \frac{0,693}{9,21 \cdot 10^{-8}} = 0,075 \cdot 10^8 \text{ с} = 2,08 \cdot 10^3 \text{ ч}.$$

Средняя продолжительность жизни радиоизотопа $\tau = 1/\lambda$, τ – время, необходимое для полного разложения любого количества радиоизотопа при скорости распада:

$$\tau = \frac{1}{\lambda} = \frac{1}{9,21 \cdot 10^{-8}} = 0,108 \cdot 10^8 \text{ с} = 3 \cdot 10^3 \text{ ч}.$$

Пример 18. Определение степени распада радиоизотопа.

Период полураспада радиоизотопа равен 14 сут. Сколько атомов этого радиоизотопа распадается за сутки, если начальное число атомов равно 10^{20} ? Сколько процентов атомов радиоизотопа останется неразложившимся?

Решение. Из понятия периода полураспада вытекает, что с каждым периодом распада количество изотопов уменьшается в 2 раза. Следовательно, если пройдет n периодов полураспада, то количество радиоизотопа уменьшится в 2^n раза. После n периодов полураспада неразложившимся останется следующее число атомов радиоизотопа $N_t = N_0 \cdot 2^{-n}$, где N_t – число атомов радиоизотопа после хранения в течение времени t ; N_0 – первоначальное число атомов радиоизотопа; n – число периодов полураспада, $n = t / T_{1/2}$.

Аналогичное соотношение имеет место и в случае выражения количества радиоизотопа не числом атомов, а в массовых единицах:

$$m_t = m_0 \cdot 2^{-n},$$

Для данного конкретного примера:

$$n = \frac{t}{T_{1/2}} = \frac{1}{14}; \quad N_0 = 10^{20} \text{ атомов}; \quad N_t = 10^{20} \cdot 2^{-1/14};$$

$$\lg N_t = 20 \lg 10 - 1/14 \lg 2 = 20 \cdot 1 - 1/14 \cdot 0,3010 = 20 - 0,0215 = 19,9785;$$

$$N_t = 9,516 \cdot 10^{19} \text{ атомов.}$$

Через сутки останется $9,516 \cdot 10^{19}$ неразложившихся атомов. За сутки разложилось $10 \cdot 10^{19} - 9,516 \cdot 10^{19} = 0,484 \cdot 10^{19}$ атомов.

Неразложившиеся атомы радиоизотопа составляют:

$$\frac{9,516 \cdot 10^{19}}{10 \cdot 10^{19}} 100 \% = 95,16 \%.$$

2. Задачи к домашнему заданию.

Задача 1Г-11. Температура азота, находящегося в стальном баллоне под давлением 12,5 МПа, равна 17°C. Предельное давление для баллона 20,3 МПа. До какой температуры можно нагреть баллон без риска его разрушения?

Задача 2Р-81. При 17°C и давлении $1,040 \cdot 10^5$ Па масса $0,624 \cdot 10^{-3}$ м³ газа равна $1,56 \cdot 10^{-3}$ кг. Определите молекулярную массу газа.

Задача 3Р-82. Газ, плотность которого по воздуху 0,6, содержится в сосуде емкостью 0,02 м³ под давлением $1,038 \cdot 10^5$ Па при 20°C. Определите массу газа.

Задача 4Р-83. Объем резиновой камеры автомобильной шины равен 0,025 м³, давление в ней $5,0665 \cdot 10^5$ Па. Определите массу воздуха, находящегося в камере, при 20°C.

Задача 5Р-92. Какую массу СаСО₃ надо взять, чтобы получить при его прокаливании диоксид углерода, занимающий объем $25 \cdot 10^{-6}$ м³ при 15°C и давлении 104 000 Па?

Задача 6Р-98. Газовая смесь состоит из $5 \cdot 10^{-3}$ м³ азота, находящегося под давлением 95 940 Па, и $3 \cdot 10^{-3}$ м³ кислорода. Объем смеси $8 \cdot 10^{-3}$ м³. Общее давление газовой смеси 104 200 Па. Под каким давлением взят кислород?

Задача 7Р-101. Водород объемом $3 \cdot 10^{-3}$ м³ находится под давлением 100 500 Па. Какой объем аргона под таким же давлением надо прибавить к водороду, чтобы при

неизменном общем давлении парциальное давление аргона в смеси стало равным 83 950 Па?

Задача 8P-112. Масса $87 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3$ пара при 62°C и давлении $1,01 \cdot 10^5 \text{ Па}$ равна $0,24 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$. Вычислите молекулярную массу вещества и массу одной молекулы вещества.

Задача 9P-121. Радиус атома алюминия равен $1,43 \cdot 10^{-10} \text{ м}$. Определите плотность алюминия.

Задача 10P-125. Масса диоксида углерода, заполнившего колбу при 19°C и давлении $102107,8 \text{ Па}$, равна $0,38 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$. Масса колбы с воздухом при тех же условиях равна $32,48 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$, а с водой – $235,70 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$. Масса 10^{-6} м^3 воздуха (н.у.) равна $129 \cdot 10^{-8} \text{ кг}$. Вычислите молекулярную массу газа. Рассчитайте абсолютную и относительную ошибки в определении молекулярной массы газа (по сравнению с теоретической величиной).

Задача 11P-159. Если в модели атома водорода по Бору принять, что радиус орбиты, по которой вращается электрон, равен $1,116 \cdot 10^{-9} \text{ м}$. Определите скорость вращения электрона по этой орбите.

Задача 12P-160. Длина волны электрона $0,242 \cdot 10^{-7} \text{ м}$. Вычислите скорость движения электрона.

Задача 13P-167. Какую энергию (эВ) надо сообщить невозбужденному атому водорода, чтобы он мог испускать излучение с длиной волны $\lambda = 1500 \cdot 10^{-10} \text{ м}$?

Задача 14P-168. Для атома с электронной структурой $1s^2 2s^2 2p^3$ впишите в таблицу значения четырех квантовых чисел: n , l , m_l , m_s , определяющие каждый из электронов в нормальном состоянии.

Номер электрона ...	1	2	3	4	5	6	7
n							
l							
m_l							
m_s							

Задача 15P-170. Сколько свободных f -орбиталей содержится в атомах элементов с порядковыми номерами 59, 60, 90, 93? Пользуясь правилом Гунда, распределите электроны по орбиталям для атомов этих элементов.

Задача 16P-171. Энергетическое состояние внешнего электрона атома описывается следующими значениями квантовых чисел: $n=3$, $l=0$, $m_l=0$. Атомы каких элементов имеют такой электрон? Составьте электронные формулы атомов этих элементов.

Задача 17P-177. Пользуясь правилом Гунда, распределите электроны по орбиталям, отвечающим высшему энергетическому состоянию атомов: фосфора, алюминия, кремния, серы, никеля.

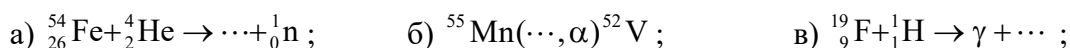
Задача 18P-178. Атомы каких элементов имеют следующее строение наружного и предпоследнего электронных слоев: а) $2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$; б) $3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$; в) $3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$; г) $4s^2 4p^6 4d^7 5s^1$; д) $4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^0$?

Задача 19P-182. Напишите электронные формулы еще не открытых элементов № 108 и № 113 и укажите, какое место они займут в периодической системе.

Задача 20P-190. Энергия ионизации кислорода равна 1313,0 кДж/моль. Вычислите ионизационный потенциал кислорода.

Задача 21P-192. Вычислите относительную электроотрицательность углерода, если первый ионизационный потенциал углерода равен 11,26 В, а его сродство к электрону 1,12 эВ.

Задача 22P-235. Закончите уравнения следующих ядерных реакций:



Задача 23P-242. Определите период полураспада изотопа, если в течение 1 ч распадается 52 % начального количества атомов.

Задача 24P-247. Какова была первоначальная масса образца ${}^{60}\text{Co}$, если после 25 лет его хранения разложилось 1,25 кг? Период полураспада ${}^{60}\text{Co}$ равен 5,27 лет.

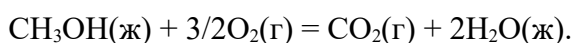
Тема: Термохимия, кинетика и химическое равновесие

Образцы решения типовых задач

Пример 1. Расчет стандартной теплоты образования вещества.

Рассчитайте стандартную теплоту образования метилового спирта CH_3OH , если стандартная теплота сгорания CH_3OH равна $-726,64$ кДж/моль, а $\Delta H^0_{298}\text{CO}_2 = -393,51$ кДж/моль, $\Delta H^0_{298}\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = -285,84$ кДж/моль.

Решение. Горение метилового спирта протекает по уравнению



Тепловой эффект реакции горения CH_3OH равен

$$\Delta H^0 = \Delta H^0_{\text{CO}_2} + 2 \Delta H^0_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta H^0_{\text{CH}_3\text{OH}}$$

Отсюда

$$\Delta H^0_{\text{CH}_3\text{OH}} = \Delta H^0_{\text{CO}_2} + 2 \Delta H^0_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta H^0 = (-393,51) + 2(-285,84) - (-726,64) = -238,55.$$

Стандартная теплота образования метилового спирта равна $-238,55$ кДж/моль.

Пример 2. Вычисление изменения внутренней энергии.

Найдите изменение внутренней энергии при испарении 50 г бензола ($t = 20^\circ\text{C}$). Мольная теплота испарения бензола равна 30,92 кДж/моль. Считать, что пары бензола подчиняются законам идеальных газов. Объем жидкости незначителен по сравнению с объемом пара и им можно пренебречь.

Решение. Внутренняя энергия и энтальпия связаны соотношением $\Delta U = \Delta H - \Delta nRT$.
Число молей бензола равно

$$\Delta n = 50/78 = 0,64 \text{ моля.}$$

$$R = 8,3144 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}; \Delta H = 30,92 \text{ кДж/моль.}$$

При определении изменения внутренней энергии учитывается общее количество испаряющегося бензола (0,64 моля)

$$\Delta U = 30920 - 0,64 \cdot 8,3144 \cdot 293 = 18,23 \text{ кДж.}$$

Пример 3. Определение возможности протекания реакции по величине изменения энергии Гиббса.

В каком направлении будет протекать реакция при стандартных условиях: $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \Leftrightarrow 2\text{SO}_3(\text{г})$?

Ответ дайте на основе вычисления ΔG_{298}^0 реакции

$$\Delta G_{\text{SO}_2(\text{г})}^0 = -300,37 \text{ кДж/моль;}$$

$$\Delta G_{\text{SO}_3(\text{г})}^0 = -370,37 \text{ кДж/моль.}$$

Решение. Изменение энергии Гиббса реакции равно:

$$\Delta G_{298}^0 = 2\Delta G_{\text{SO}_3(\text{г})}^0 - 2\Delta G_{\text{SO}_2(\text{г})}^0 = 2 \cdot (-370,37) - 2 \cdot (-300,37) = -140,0 \text{ кДж.}$$

$\Delta G_{298}^0 = -140,0 \text{ кДж}$ (т.е. $\Delta G_{298}^0 < 0$), следовательно, данная реакция при стандартных условиях протекает в сторону образования SO_3 .

Пример 4. Вычисление скорости реакции по концентрациям реагирующих веществ.

Реакция между веществами A и B протекает по уравнению: $A + 2B = C$, начальные концентрации равны: $C_A = 8 \text{ моль/л}$; $C_B = 10 \text{ моль/л}$. Константа скорости реакции равна $0,3 \text{ л}^2 \cdot \text{моль}^{-2} \cdot \text{с}^{-1}$. Вычислите скорость химической реакции в начальный момент и в тот момент, когда в реакционной смеси останется 30 % вещества B .

Решение. Согласно закону действующих масс скорость данной химической реакции равна $v = K \cdot C_A \cdot C_B^2$. Начальная скорость реакции равна $v_1 = 0,3 \cdot 8 \cdot 10^2 = 240 \text{ моль/л}\cdot\text{с}$.

По истечении некоторого времени в реакционной смеси останется 30 % вещества B , т.е. концентрация вещества B станет равной $10 \cdot 0,3 = 3 \text{ моль/л}$. Значит, концентрация вещества B уменьшилась на $10 - 3 = 7 \text{ моль/л}$. Так как вещества A и B взаимодействуют между собой в соотношении 1:2, то концентрация вещества A уменьшилась на $3,5 \text{ моль/л}$ ($7:2$) и стала равной $4,5 \text{ моль/л}$ ($8 - 3,5$). Следовательно, $v_2 = 0,3 \cdot 4,5 \cdot 3^2 = 12,15 \text{ моль/л}\cdot\text{с}$.

Пример 5. Влияние давления на скорость реакции.

Определите, как изменится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \Leftrightarrow 2\text{NO}_2$, если общее давление в системе уменьшить в 5 раз.

Решение. Уменьшение давления в системе в 5 раз вызовет увеличение объема системы в 5 раз, а концентрация реагирующих веществ уменьшится в 5 раз. Начальная скорость реакции равна

$$v_1 = K C_{NO}^2 \cdot C_{O_2}.$$

После уменьшения давления

$$v_2 = K \left(\frac{C_{NO}}{5} \right)^2 \cdot \frac{C_{O_2}}{5} = K \cdot \frac{C_{NO}^2 \cdot C_{O_2}}{125}.$$

После уменьшения давления в 5 раз скорость реакции уменьшилась в 125 раз.

Пример 6. Определение времени протекания реакции в зависимости от температуры.

При 393 К реакция заканчивается за 10 мин. Сколько времени будет продолжаться реакция при 363 К, если температурный коэффициент этой реакции равен 3?

Решение. Зависимость скорости химической реакции от температуры выражается соотношением

$$v_{T_2} = v_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}, \quad (1)$$

где γ – температурный коэффициент. Между скоростью протекания химических реакций и их продолжительностью существует обратно пропорциональная зависимость

$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \frac{\tau_1}{\tau_2}, \quad (2)$$

где τ_1 и τ_2 – время протекания реакции при температурах T_1 и T_2 .

Следовательно, соотношение (1) в данном случае можно записать:

$$\frac{\tau_1}{\tau_2} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

откуда

$$\tau_1 = \tau_2 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} = 10 \cdot 3^{\frac{393 - 363}{10}} = 10 \cdot 3^3 = 10 \cdot 27 = 270 \text{ мин} = 4,5 \text{ ч.}$$

При температуре 363 К эта реакция заканчивается за 4,5 ч.

Пример 7. Вычисление константы равновесия реакции и исходных концентраций реагирующих веществ.

При синтезе аммиака $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ равновесие установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: $C_{N_2} = 4$ моль/л; $C_{H_2} = 2$ моль/л; $C_{NH_3} = 6$ моль/л. Рассчитайте константу равновесия этой реакции и исходные концентрации азота и водорода.

Решение. Константа равновесия этой реакции равна

$$K = \frac{C_{NH_3}^2}{C_{N_2} \cdot C_{H_2}^3} = \frac{6^2}{4 \cdot 2^3} = \frac{36}{4 \cdot 8} = 1,1.$$

Исходные концентрации азота и водорода находим на основе уравнения реакции. На образование двух молей NH_3 расходуется один моль азота, а на образование шести мо-

лей аммиака потребовалось: $6/2=3$ моля азота. Учитывая равновесную концентрацию азота, находим его первоначальную концентрацию:

$C_{\text{исх } N_2} = 4 + 3 = 7$ моль/л. На образование двух молей NH_3 необходимо израсходовать 3 моля водорода, а для получения шести молей NH_3 требуется водорода: $3 \cdot 6/2=9$ молей. $C_{\text{исх } H_2} = 2 + 9 = 11$ моль/л.

Таким образом, реакция началась при концентрациях $C_{\text{исх } N_2} = 7$ моль/л;
 $C_{\text{исх } H_2} = 11$ моль/л.

Пример 8. Вычисление равновесных концентраций реагирующих веществ.

Реакция протекает по уравнению $A + B \rightleftharpoons 2C$. Определите равновесные концентрации реагирующих веществ, если исходные концентрации веществ A и B соответственно равны: 4 и 6 моль/л, константа равновесия $K = 1$.

Решение. К моменту равновесия концентрации веществ A и B понизятся, а концентрация вещества C увеличится. На каждый моль вещества A и B образуется два моля вещества C . Поэтому, если понижение концентрации веществ A и B обозначить через X молей, то увеличение концентрации вещества C будет $2x$ молей.

Равновесные концентрации реагирующих веществ:

$$C_A = (4-x) \text{ моль/л}; C_C = 2x \text{ моль/л}; C_B = (6-x) \text{ моль/л};$$

$$K = \frac{C_C^2}{C_A \cdot C_B} = \frac{4x^2}{(4-x)(6-x)} = \frac{4x^2}{24 - 10x + x^2};$$

$$1 = \frac{4x^2}{24 - 10x + x^2};$$

$$3x^2 + 10x - 24 = 0; x = 1,9.$$

Отсюда равновесные концентрации реагирующих веществ равны:

$$C_A = 4 - 1,9 = 2,1 \text{ моль/л}; C_C = 3,8 \text{ моль/л}; C_B = 6 - 1,9 = 4,1 \text{ моль/л}.$$

Задачи к домашнему заданию

Задача 1. Тепловой эффект реакции $C + 2N_2O = CO_2 + 2N_2$ равен $-560,0$ кДж. Вычислите стандартную теплоту образования N_2O .

Задача 2. Изменение внутренней энергии системы $Fe(k) + Cl_2(g) = FeCl_2(k)$ равно $-334,0$ кДж. Рассчитайте ΔH^0 для этой реакции. Условия стандартные.

Задача 3. Пользуясь значениями ΔG^0_{298} реагирующих веществ, рассчитайте ΔG^0 реакции и определите возможность ее протекания:
 $PbO(k) + C(k) = CO(g) + Pb(g)$.

Задача 4. Можно ли использовать при стандартных условиях приведенную реакцию для получения аммиака: $NH_4Cl(k) + NaOH(k) = NaCl(k) + H_2O(g) + NH_3(g)$? Ответ обоснуйте подсчетом ΔG^0_{298} реакции.

Задача 5. Подсчитав ΔS^0 реакции, определите, какая из двух термодинамически возможна: $\text{FeO} + \text{C} = \text{Fe} + \text{CO}_2$; $\text{FeO} + \text{H}_2 = \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}$.

Задача 6. Начальные концентрации реагирующих веществ реакции $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$ были равны (моль/л): $C_{\text{CO}}=0,8$; $C_{\text{H}_2\text{O}(\text{г})}=0,9$; $C_{\text{CO}_2}=0,7$; $C_{\text{H}_2} = 0,5$. Вычислите концентрации всех участвующих в реакции веществ после того, как 75 % CO прореагировало.

Задача 7. Константа скорости реакции: $\text{A} + 2\text{B} \rightleftharpoons 3\text{C}$ равна $0,6 \text{ л}^2 \cdot \text{моль}^{-2} \cdot \text{с}^{-1}$. Начальные концентрации $C_{\text{A}} = 5,0$ моль/л и $C_{\text{B}} = 3,0$ моль/л. В результате реакции концентрация вещества B стала равной 1,0 моль/л. Какова стала концентрация вещества A и скорость реакции?

Задача 8. Разложение N_2O протекает по уравнению $2\text{N}_2\text{O} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2$. Константа скорости данной реакции $5 \cdot 10^{-4} \text{ л} \cdot \text{мин}^{-1} \cdot \text{моль}^{-1}$. Начальная концентрация N_2O 6,0 моль/л. Определите скорость реакции в начальный момент и в тот момент, когда разложится 50 % N_2O .

Задача 9. Реакция идет по уравнению $4\text{HCl} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$. Как изменится скорость реакции, если давление в системе увеличить в 3 раза?

Задача 10. При 393 К реакция заканчивается за 25 мин. Через сколько времени эта реакция закончится при 443 К, если температурный коэффициент скорости реакции равен 2,5?

Задача 11. Реакция протекает по уравнению $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$. Как изменится скорость реакции, если концентрацию N_2 увеличить в 3 раза, а H_2 в 5 раз?

Задача 12. Константа равновесия реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ равна $0,1 \text{ л}^2/\text{моль}^2$. Равновесные концентрации (моль/л): $C_{\text{H}_2} = 3$ и $C_{\text{NH}_3} = 9$. Вычислите исходную и равновесную концентрации N_2 .

Задача 13. Равновесие в системе $2\text{Cl}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) = 4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$ установилось при следующих концентрациях (моль/л): $C_{\text{Cl}_2} = 0,8$; $C_{\text{H}_2\text{O}} = 2,2$; $C_{\text{HCl}} = 1,1$; $C_{\text{O}_2} = 1,6$. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации Cl_2 и H_2O .

Задача 14. Реакция протекает по уравнению $2\text{A} \rightleftharpoons \text{B}$. Исходная концентрация вещества A равна 0,5 моль/л. константа равновесия реакции 0,5 л/моль. Найдите равновесные концентрации веществ.

Задача 15. Константа равновесия диссоциации HI равна:

$$K_C = \frac{C_{\text{H}_2} \cdot C_{\text{I}_2}}{C_{\text{HI}}^2} = 0,12.$$

Найдите равновесные концентрации реагирующих веществ, если сначала взято 5 молей HI. Объем сосуда, в котором происходит реакция, равен 10 л.

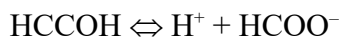
Тема: **Ионные равновесия в растворах электролитов. Гальванические элементы. Коррозия**

Образцы решения типовых задач:

Пример 1. Вычисление степени электролитической диссоциации слабого электролита по числу растворенных частиц.

Определите степень диссоциации муравьиной кислоты в 0,01 н растворе, если в 10^{-3} л раствора содержится $6,82 \cdot 10^{18}$ растворенных частиц (недиссоциированных молекул и ионов).

Решение. Муравьиная кислота диссоциирует по уравнению



В 10^{-3} л 0,01 н НСООН содержится $6,02 \cdot 10^{18}$ молекул. Степень электролитической диссоциации α равна отношению

$$\alpha = \frac{n}{N} 100 \%,$$

где n – число молекул, распавшихся на ионы; N – общее число растворенных молекул, равное $6,02 \cdot 10^{18}$.

На ионы распалось n молекул. Из каждой молекулы кислоты образуется два иона, а из n молекул кислоты – $2n$ ионов. В растворе присутствует $(6,02 \cdot 10^{18} - n)$ недиссоциированных молекул и всего частиц $6,82 \cdot 10^{18} = (6,02 \cdot 10^{18} - n) + 2n = 6,02 \cdot 10^{18} + n$; отсюда $n = 6,82 \cdot 10^{18} - 6,02 \cdot 10^{18} = 0,80 \cdot 10^{18}$.

$$\alpha = \frac{0,80 \cdot 10^{18}}{6,02 \cdot 10^{18}} 100 = 13,3 \, \%$$

Пример 2. Вычисление степени диссоциации слабого электролита по значению его константы диссоциации.

Найдите степень диссоциации сероводородной кислоты по первой ступени в 0,1 М растворе, если константа диссоциации для этой ступени равна $1,1 \cdot 10^{-7}$.

Решение. Константа диссоциации и степень диссоциации слабого электролита связаны между собой соотношением (закон разбавления Оствальда)

$$K_{\text{Д}} = \frac{\alpha^2}{(1 - \alpha)} c,$$

где $K_{\text{Д}}$ – константа диссоциации; c – концентрация электролита, моль/л.

В случае очень слабых электролитов ($\alpha \ll 1$) выражение закона Оствальда упрощается, так как значением α в знаменателе дроби пренебрегают, т.е. $K_{\text{Д}} = \alpha^2 c$. Сероводородная кислота – очень слабая, поэтому для вычисления степени диссоциации воспользуемся упрощенным выражением закона разбавления:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{Д}}}{c}} = \sqrt{\frac{1,1 \cdot 10^{-7}}{0,1}} \sqrt{1,1 \cdot 10^{-6}} = 1,05 \cdot 10^{-3}.$$

Степень диссоциации сероводородной кислоты по первой ступени равна 0,105 %.

Пример 3. Вычисление ионной силы раствора сильного электролита.

Рассчитайте ионную силу раствора K_2SO_4 , моляльность которого равна 0,02 моль/1000 г H_2O .

Решение. В водных растворах электролитов коэффициент активности зависит от концентрации и заряда всех присутствующих в растворе ионов. Для количественного выражения этой зависимости введено понятие об ионной силе раствора I , которая численно равна полусумме произведений концентрации c каждого иона на квадрат его заряда z :

$$I = 1/2(c_1z_1^2 + c_2z_2^2 + c_3z_3^2 + \dots);$$

$$I_{K_2SO_4} = 1/2\left(c_{K^+}z_{K^+}^2 + c_{SO_4^{2-}}z_{SO_4^{2-}}^2\right) = 1/2(0,02 \cdot 2 \cdot 1^2 + 0,02 \cdot 2^2) = \frac{0,04 + 0,08}{2} = 0,06.$$

Ионная сила раствора K_2SO_4 равна 0,06.

Пример 4. Вычисление активной концентрации раствора сильного электролита.

Рассчитайте активную концентрацию хлорида кальция в водном растворе, содержащем 0,925 г $CaCl_2$ в 500 г воды.

Решение. Для сильных электролитов наряду с истинной концентрацией различают *эффективную*, или *активную*, концентрацию (активность). Активность электролита равна произведению активностей его ионов: $a = a^+a^-$, где a^+ и a^- – соответственно активные концентрации катиона и аниона электролита; активность иона ($a_{\text{ион}}$ пропорциональна его концентрации c , моль/1000 г H_2O): $a_{\text{ион}} = f \cdot c$, где f – коэффициент активности иона. (Значения коэффициентов активности ионов см. в справочных таблицах.) Для определения активной концентрации электролита необходимо знать его моляльность. Известно, что в 500 г H_2O содержится 0,925 г $CaCl_2$, тогда в 1000 г воды содержится 1,85 г $CaCl_2$ ($M_r = 111$). Моляльность этого раствора равна:

$$b_{CaCl_2} = 1,85 / 111 = 0,017 \text{ моль/кг.}$$

Определим ионную силу раствора:

$$I = 1/2(0,017 \cdot 2^2 + 0,017 \cdot 2 \cdot 1^2) = \frac{0,068 + 0,034}{2} = \frac{0,102}{2} = 0,051.$$

По значению ионной силы раствора находим коэффициенты активности ионов (см. справочник): $f_{Ca^{2+}} = 0,57$; $f_{Cl^-} = 0,85$. Определяем активности ионов Ca^{2+} и Cl^- :

$$a_{CaCl_2} = f_{Ca^{2+}} \cdot c_{Ca^{2+}} = 0,57 \cdot 0,017 = 0,0097;$$

$$a_{Cl^-} = f_{Cl^-} \cdot c_{Cl^-} = 0,85 \cdot 0,034 = 0,0289.$$

Активная концентрация хлорида кальция равна:

$$a_{CaCl_2} = a_{Ca^{2+}} \cdot a_{Cl^-}^2 = 0,0097 \cdot (0,0289)^2 = 0,000008 = 8,0 \cdot 10^{-6}.$$

Пример 5. Вычисление водородного показателя раствора.

Вычислите водородный показатель pH раствора гидроксида калия, содержащегося в растворе в концентрации $4,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

Решение. Концентрация гидроксидных ионов в растворе КОН равна

$$c_{OH^-} = 4,2 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

Исходя из ионного произведения воды K_{H_2O} , находим концентрацию ионов водорода:

$$c_{H^+} = K_{H_2O} / c_{OH^-} = 10^{-14} / 4,2 \cdot 10^{-3} = 0,24 \cdot 10^{-11}.$$

Водородный показатель раствора КОН равен:

$$pH = -\lg c_{H^+} = -\lg 0,24 \cdot 10^{-11} = 11,62.$$

Пример 6. Определение направления окислительно-восстановительной реакции по значению окислительно-восстановительных потенциалов реагирующих веществ.

Можно ли в качестве окислителя в кислой среде использовать $K_2Cr_2O_7$ в следующих процессах при стандартных условиях:

- а) $2F^- - 2e^- = F_2$, $\varphi^0 = 2,85$ В; в) $2Br^- - 2e^- = Br_2$, $\varphi^0 = 1,06$ В;
 б) $2Cl^- - 2e^- = Cl_2$, $\varphi^0 = 1,36$ В; г) $2I^- - 2e^- = I_2$, $\varphi^0 = 0,54$ В.

Стандартный окислительно-восстановительный потенциал φ^0 системы $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- = 2Cr^{3+} + 7H_2O$ равен 1,33 В.

Решение. Мерой окислительно-восстановительной способности веществ служат их окислительно-восстановительные потенциалы. Чем больше алгебраическая величина стандартного окислительно-восстановительного потенциала данного атома или иона, тем больше его окислительные свойства, а чем меньше алгебраическое значение окислительно-восстановительного потенциала атома или иона, тем больше его восстановительные свойства.

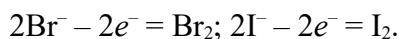
Для определения направления окислительно-восстановительной реакции необходимо найти ЭДС гальванического элемента, образованного из данного окислителя и восстановителя. ЭДС (E) окислительно-восстановительного гальванического элемента равна

$$E = \varphi_{ок} - \varphi_{вос},$$

где $\varphi_{ок}$ и $\varphi_{вос}$ – соответственно потенциалы окислителя и восстановителя. Если $E > 0$, то данная реакция возможна. Для выяснения возможности использования $K_2Cr_2O_7$ в качестве окислителя определим ЭДС следующих гальванических элементов:

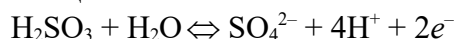
- $F_2/F^- \parallel Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$ $E = 1,33 - 2,85 = -1,52$ В;
 $Cl_2/Cl^- \parallel Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$ $E = 1,33 - 1,36 = -0,03$ В;
 $Br_2/Br^- \parallel Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$ $E = 1,33 - 1,06 = 0,27$ В;
 $I_2/I^- \parallel Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$ $E = 1,33 - 0,54 = 0,79$ В.

Дихромат калия может быть использован в качестве окислителя только для процессов:



Пример 7. Вычисление окислительно-восстановительного потенциала системы.

Рассчитайте окислительно-восстановительный потенциал системы SO_4^{2-}/SO_3^{2-} , если раствор содержит 0,001 моль/л SO_4^{2-} , 0,05 моль/л SO_3^{2-} ; 2,9 моль/л H^+ . Стандартный окислительно-восстановительный потенциал системы



равен 0,20 В.

Решение. Окислительно-восстановительный потенциал рассчитывают по уравнению Нернста:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{c_{ок}}{c_{вос}},$$

где φ^0 – стандартный окислительно-восстановительный потенциал; n – число электронов, принимающих участие в окислительно-восстановительном процессе; $c_{ок}$ – произведение концентраций веществ, находящихся в окисленной форме; $c_{вос}$ – произведение концентраций веществ, находящихся в восстановленной форме.

В данной системе в окисленной форме находятся катион водорода и сера (VI) в ионе SO_4^{2-} , а в восстановленной форме – сера (IV) в ионе SO_3^{2-} . Окислительно-восстановительный потенциал равен

$$\varphi = 0,20 + \frac{0,059}{2} \lg \frac{c_{\text{SO}_4^{2-}} \cdot c_{\text{H}^+}}{c_{\text{SO}_3^{2-}}} = 0,20 + \frac{0,059}{2} \lg \frac{2,9 \cdot 10^{-3}}{5 \cdot 10^{-2}} = 0,20 + 0,0295 \lg 1,41 = 0,20 - 0,0295 \cdot 0,151 = 0,19 \text{ В.}$$

Пример 8. Вычисление электродных потенциалов металлов.

Определите электродный потенциал цинка, опущенного в раствор его соли с концентрацией ионов Zn^{2+} 0,001 моль/л.

Решение. Вычисление электродного потенциала φ производят по уравнению Нернста

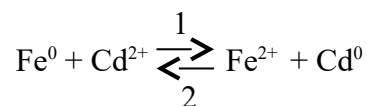
$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg c,$$

где φ^0 – стандартный электродный потенциал; n – число электронов, участвующих в обратимо протекающем окислительно-восстановительном процессе; c – концентрация катионов металла в растворе, моль/л; стандартный электродный потенциал цинка $\varphi_{\text{Zn}^0/\text{Zn}^{2+}}^0$ равен $-0,76$ В. Отсюда

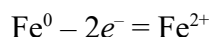
$$\varphi_{\text{Zn}^0/\text{Zn}^{2+}}^0 = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-3} = -0,76 - 0,0295 \cdot 3 = -0,85 \text{ В.}$$

Пример 9. Определение возможности протекания реакции в гальваническом элементе.

Исходя из значений стандартных электродных потенциалов и ΔG_{298}^0 , укажите, можно ли в гальваническом элементе осуществить следующую реакцию:



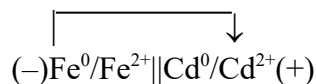
Решение. Составим гальванический элемент, работающий по этой реакции. Происходит окисление атомов железа



и восстановление ионов кадмия



В гальваническом элементе отрицательным будет железный электрод, а положительным – кадмиевый. Схема гальванического элемента:



Пользуясь таблицей стандартных электродных потенциалов, определяем ЭДС этого гальванического элемента:

$$E = \varphi_{\text{вос}}^0 - \varphi_{\text{ок}}^0 = \varphi_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}^0}^0 - \varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0}^0 = 0,40 - (-0,44) = 0,04 \text{ В.}$$

Изменение энергии Гиббса ΔG_{298}^0 с ЭДС элемента связано соотношением

$$\Delta G_{298}^0 = -nFE,$$

где n – число электронов, принимающих участие в реакции; F – постоянная Фарадея ($9,65 \cdot 10^4$ Кл/моль); E – ЭДС гальванического элемента. Следовательно,

$$\Delta G^0_{298} = -2 \cdot 96\,500 \cdot 0,04 = -7720 \text{ Дж.}$$

Так как $\Delta G^0_{298} < 0$, то данную реакцию можно осуществить в гальваническом элементе. Реакция в направлении 1 протекает самопроизвольно.

Пример 10. Определение ЭДС гальванического элемента с учетом концентрации растворов.

Определите ЭДС гальванической цепи: Fe/0,1M FeSO₄ || 0,01н NaOH/H₂, Pt; степени электролитической диссоциации FeSO₄ и NaOH соответственно равны 60 и 100 %.

Решение. Для определения ЭДС этого гальванического элемента необходимо определить концентрацию ионов Fe²⁺ в 0,1 M FeSO₄ и концентрацию ионов H⁺ в 0,01 н NaOH:

$$c_{\text{ион}} = c_{\text{электр}} n \alpha; c_{\text{Fe}^{2+}} = 0,1 \cdot 0,6 = 0,06 \text{ моль/л.}$$

Концентрация ионов OH⁻ и H⁺ в 0,01 н NaOH: $c_{\text{OH}^-} = 0,01 \cdot 1 = 0,01$ моль/л; $c_{\text{H}^+} = 10^{-14}/10^{-2} = 10^{-12}$ моль/л.

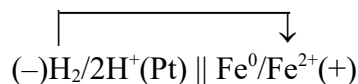
Электродный потенциал железа:

$$\varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0}^0 = -0,44 + \frac{0,059}{2} \lg 6 \cdot 10^{-2} = -0,44 + \frac{0,059}{2} (-1,2218) = 0,476 \text{ В.}$$

Электродный потенциал водородного электрода:

$$\varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2^0}^0 = 0 + \frac{0,059}{1} \lg 10^{-12} = -0,059 \cdot 12 = -0,708 \text{ В.}$$

В соответствии со значениями электродных потенциалов работает следующая гальваническая цепь:



электродвижущая сила которой равна

$$\Delta E = \varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0} - \varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2^0} = -0,476 - (-0,708) = 0,232 \text{ В.}$$

Пример 11. Определение ЭДС гальванической цепи с учетом активной концентрации ионов.

Вычислите ЭДС газородной цепи



если коэффициенты активности ионов равны: $f_{\text{H}^+} = 0,944$; $f_{\text{OH}^-} = 0,916$. Степень диссоциации приведенных электролитов принять равной 100 %.

Решение. Сначала определяем концентрации ионов H⁺ и OH⁻ в растворах HCl и NaOH, моль/л: $c_{\text{H}^+} = 6 \cdot 10^{-3}$; $c_{\text{OH}^-} = 8 \cdot 10^{-3}$. Активности ионов равны $a = fc$. Следовательно,

$$a_{\text{H}^+} = 6 \cdot 10^{-3} \cdot 0,944 = 5,664 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л;}$$

$$a_{\text{OH}^-} = 8 \cdot 10^{-3} \cdot 0,916 = 7,328 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

По активности ионов OH⁻ определяем активность ионов H⁺ в растворе NaOH:

$$a_{\text{H}^+} = 10^{-14}/(7,328 \cdot 10^{-3}) = 0,136 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л.}$$

По уравнению Нернста вычисляем потенциалы водородных электродов раствора NaOH:

$$\varphi_{2H^+/H_2} = 0,059 \lg 0,136 \cdot 10^{-11} = 0,059(1,1335 - 11) = 0,059(-9,8665) = -0,5821 \text{ В};$$

раствора HCl:

$$\varphi_{2H^+/H_2} = 0,059 \lg 5,664 \cdot 10^{-3} = 0,059(0,7531 - 3) = 0,059 \cdot 2,2469 = -0,133 \text{ В}.$$

Отрицательным является электрод, погруженный в раствор NaOH, а положительным – в раствор HCl.

Гальваническая цепь работает по следующей схеме:



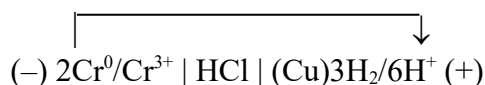
Электродвижущая сила, возникающая при работе этой гальванической цепи, равна

$$\Delta E = -0,133 - (-0,5821) = 0,4491 \text{ В}.$$

Пример 12. Составление схемы гальванического элемента, работающего при коррозии металла.

Хром находится в контакте с медью. Какой из металлов будет окисляться при коррозии, если эта пара металлов попадет в кислую среду (HCl)? Дайте схему образующегося при этом гальванического элемента.

Решение. Исходя из положения металлов в ряду стандартных электродных потенциалов, находим, что хром более активный металл ($\varphi_{Cr^0/Cr}^0 = -0,744 \text{ В}$) и в образующейся гальванической паре будет анодом; медь – катодом ($\varphi_{Cu^0/Cu}^0 = 0,337 \text{ В}$). Хромовый анод растворяется; а на медном катоде выделяется водород. Схема работающего гальванического элемента:



Следовательно, окисляется хром.

Задачи к домашнему заданию.

Задача 1. Вычислите степень диссоциации NH_4OH в 1 н растворе, если в 1 л этого раствора содержится $6,045 \cdot 10^{23}$ растворенных частиц.

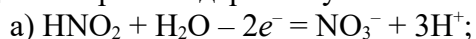
Задача 2. Константа диссоциации азотистой кислоты равна $5,1 \cdot 10^{-4}$. Вычислите степень диссоциации HNO_2 в ее 0,01 М растворе и концентрацию ионов водорода.

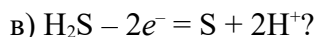
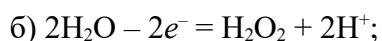
Задача 3. Рассчитайте ионную силу раствора, содержащего 2,08 г $BaCl_2$ и 5,85 г $NaCl$ в 500 г воды.

Задача 4. Вычислите активную концентрацию 0,005 молярного раствора $Al_2(SO_4)_3$. Коэффициенты активности ионов Al^{3+} и SO_4^{2-} соответственно равны 0,285 и 0,495.

Задача 5. Вычислите pH раствора, если концентрация ионов OH^- равна (моль/л): $2,52 \cdot 10^{-5}$; $1,78 \cdot 10^{-7}$; $4,92 \cdot 10^{-3}$; 10^{-11} ; 0,000004.

Задача 6. Можно ли использовать $KMnO_4$ в качестве окислителя в следующих процессах при стандартных условиях:

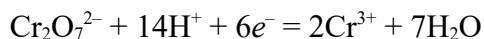




Задача 7. Вычислите окислительно-восстановительный потенциал для системы $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$

если $c_{\text{MnO}_4^-} = 10^{-5}$; $c_{\text{Mn}^{2+}} = 10^{-2}$; $c_{\text{H}^+} = 0,2$ моль/л.

Задача 8. Какова концентрация ионов H^+ в растворе, если окислительно-восстановительный потенциал системы



равен 1,61 В, а концентрации ионов $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ и Cr^{3+} соответственно равны 1 и 10^{-6} моль/л?

Задача 9. Определите значение электродного потенциала меди, погруженной в 0,0005 н $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.

Задача 10. Вычислите потенциал железного электрода, опущенного в раствор, содержащий 0,0699 г FeCl_2 в 0,5 л.

Задача 11. Вычислите ЭДС и изменение энергии Гиббса для гальванического элемента, образованного магнием и цинком, погруженными в растворы их солей с концентрациями ионов (моль/л): $c_{\text{Mg}^{2+}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$, $c_{\text{Zn}^{2+}} = 2,5 \cdot 10^{-2}$. Сравните с ЭДС гальванического элемента, образованного стандартными электродами тех же металлов.

Задача 12. ЭДС гальванического элемента, образованного никелем, погруженным в раствор его соли с концентрацией ионов Ni^{2+} 10^{-4} моль/л, и серебром, погруженным в раствор его соли, равна 1,108 В. Определите концентрацию ионов Ag^+ в растворе его соли.

Задача 13. Вычислите ЭДС гальванического элемента, образованного серебряным электродом, погруженным в 0,01М AgNO_3 , и водородным электродом, погруженным в 0,02 н H_2SO_4 , если $f_{\text{Ag}^+} = 0,924$, $f_{\text{H}^+} = 0,88$. Определите ΔG^0_{298} данной цепи. Напишите уравнения электродных процессов и токообразующей реакции: $\alpha_{\text{AgNO}_3} = 0,93$; $\alpha_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,58$.

Задача 14. Алюминий склепан с медью. Какой из металлов будет подвергаться коррозии, если эти металлы попадут в кислую среду? Составьте схему гальванического элемента, образующегося при этом. Подсчитайте ЭДС и ΔG^0_{298} этого элемента для стандартных условий.

Задача 15. Железо покрыто никелем. Какой из металлов будет корродировать в случае разрушения поверхности покрытия? Коррозия происходит в кислой среде. Составьте схему гальванического элемента, образующегося при этом.

3 Вопросы к экзамену по дисциплине «Химия»

1. Атомы, молекулы, ионы: определение понятий, масса, размер, заряд.
2. Количество вещества. Моль. Относительная молекулярная и молярная массы.
3. Основные газовые законы: Бойля-Мариотта, Гей-Люссака, Клапейрона-Менделеева, Авогадро. Следствия из закона Авогадро, позволяющие рассчитать молярную массу

- газообразного или летучего вещества.
4. Химический эквивалент. Закон эквивалентов. Фактор эквивалентности, его определение в реакции.
 5. Свойства нейтральных атомов: энергия ионизации, сродство к электрону, радиус. Закономерности изменения по периодам и группам.
 6. Строение атома и периодическая система: а) связь порядкового номера элемента с зарядом ядра атома и числом электронов в атоме; б) номер периода и число энергетических слоев в атоме; в) номер группы и число валентных электронов; г) характер подгруппы и число электронов на внешнем уровне.
 7. Квантовые числа и строение электронной оболочки атома: а) энергетические уровни в атоме. Число уровней в атоме; б) энергетические подуровни, число подуровней в данном уровне; в) орбитали. Число орбиталей в подуровне, в уровне.
 8. Правило Клечковского. Правило Хунда. Принцип Паули.
 9. Электронные формулы атомов элементов. Понятие о завершенном энергетическом уровне.
 10. Правило октета Льюиса.
 11. Общие электронные формулы и нахождение в таблице: а) s-элементов, дать определение; б) p-элементов, дать определение; в) d-элементов, дать определение; г) f-элементов, дать определение.
 12. Химическая связь: а) критерий образования химической связи; б) основные виды химической связи; в) энергия, длина, направленность химических связей.
 13. Валентность элементов, спинвалентность. Максимальная валентность.
 14. Геометрия молекул. Теория ОВЭП.
 15. Электроотрицательность атомов. Закономерности изменения по периодам и группам.
 16. Степени окисления: а) определение понятия; б) правила нахождения значений; в) характерная степень окисления. Ее изменения в подгруппах p- и d-элементов.
 17. Межмолекулярное взаимодействие: а) основные типы кристаллических структур (решеток); б) виды межмолекулярного взаимодействия; в) физические свойства вещества.
 18. Энергетика химических превращений. Закон сохранения энергии. Энтальпия реакции.
 19. Стандартное состояние вещества. Стандартная энтальпия образования вещества.
 20. Закон Гесса и следствия из него. Термохимические расчеты.
 21. Понятие об энтропии и энергии Гиббса реакции.
 22. Критерий возможности самопроизвольного протекания реакции.
 23. Расчет ΔS^0 и ΔG^0 химической реакции.
 24. Химическое равновесие. Факторы, влияющие на него.
 25. Константа равновесия (концентрационная и термодинамическая константы равновесия).
 26. Смещение равновесия. Принцип Ле Шателье.
 27. Растворы и их свойства.
 28. Растворимость. Влияние природы вещества и условий на его растворимость.
 29. Способы численного выражения состава растворов.
 30. Растворы электролитов. Сильные и слабые электролиты.
 31. Степень и константа диссоциации электролитов.
 32. Ионное произведение воды. pH растворов.
 33. Произведение растворимости. Эффект общего иона.
 34. Гидролиз. Степень и константа гидролиза.
 35. Кислоты и основания. Сила кислот и оснований.
 36. Протолитическая (протонная) теория кислот и оснований.
 37. Окислительно-восстановительные реакции.
 38. Ионно-электронный метод составления уравнений ОВ-реакций.
 39. Важнейшие окислители и восстановители.
 40. Степень окисления. Прогнозирование ОВ-свойств веществ.

41. Направление окислительно-восстановительных реакций.
42. Понятие окислительно-восстановительного (электродного) потенциала.
43. Стандартный электродный потенциал. Формула Нернста.
44. Измерение электродных потенциалов. Гальванические элементы.
45. ЭДС гальванического элемента.
46. Коррозия металлов: химическая и электрохимическая коррозии. Методы защиты от коррозии.
47. Электролиз растворов и расплавов.
48. Законы электролиза.