

Министерство образования и науки Пермского края
ГБПОУ «Уральский химико – технологический колледж»



ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Методические указания для обучающихся заочно в системе
среднего профессионального образования по специальности
18.02.06 Химическая технология органических веществ

Губаха, 2017г.

Рассмотрено и одобрено на заседании ПЦК Зам. директора по УР спец. 18.02.06; 15.02.07 №1 от 4 сентября 2017г. Председатель ПЦК _____ Ваганова С.В	Утверждаю Методического совета УХТК _____ Шлегель И.В. 7 сентября 2017г. _____ Шлегель И.В.	Печатается по решению Протокол № 1 от 15 сентября 2017г. Председатель МС
--	---	--

Общая и неорганическая химия [Текст]: Методические указания для обучающихся заочно в системесреднего профессионального образования по специальности 18.02.06 Химическая технология органических веществ / Сост. А.И. Бердинских – Губаха: УХТК, 2017 – 94стр.

Методические указания содержат материалы для самостоятельного освоения студентами – заочниками учебной дисциплины «Общая и неорганическая химия» и контроля степени её усвоения.

Организация-разработчик: ГБПОУ «Уральский химико – технологический колледж»

Разработчик: _____ Бердинских А.И., преподаватель химии

СОДЕРЖАНИЕ

Пояснительная записка	4
1. Тематический план.....	10
2. Содержание учебной дисциплины и вопросы для самоконтроля.....	11
3. Методические рекомендации для выполнения контрольной работы...	26
4. Варианты контрольных работ.....	28
5. Примеры решения типовых задач.....	30
6. Задания и задачи контрольной работы	69
7. Вопросы к экзамену по учебной дисциплине	92
Список рекомендуемой литературы	95

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Учебная дисциплина «Общая и неорганическая химия» в средних профессиональных учебных заведениях является предметом, который определяет успешное усвоение других химических и специальных дисциплин: аналитической, органической, физической и коллоидной химии.

Программа учебной дисциплины «Общая и неорганическая химия» строится таким образом, чтобы дать обучающимся представление о свойствах соединений химических элементов, основанное на периодическом законе Д.И. Менделеева, с использованием современных сведений о строении вещества и других вопросов теоретической химии. В курсе дисциплины уделяется внимание современному состоянию и путях развития общей и неорганической химии, о её роли в получении неорганических веществ с заданными свойствами, создании современных технологий, о процессах, происходящих в природе и повседневной жизни.

Курс дисциплины «Общая и неорганическая химия» имеет фундаментальное значение в становлении специалиста широкого профиля: химика – исследователя и химика – технолога. Данный курс дисциплины содействует развитию научного мировоззрения студентов, в нём подчёркивается роль отечественных учёных в развитии этой науки.

Выполняя практические задания, студенты изучают способы получения, очистки и свойства важнейших неорганических соединений, знакомятся при этом с основными приёмами химического эксперимента. Наиболее сложные для усвоения теоретические вопросы, а также ряд практических проблем рассматриваются на семинарских занятиях, где также решаются некоторые расчётные задачи. Знания по неорганической химии, полученные на лекциях, учащиеся закрепляют, выполняя практические и лабораторные работы. Эксперименту предшествует ознакомление с темой по учебникам, справочникам.

Данное методическое пособие предназначено для студентов заочной формы обучения, изучающих курс «Общая и неорганическая химия» в образовательных учреждениях среднего профессионального образования. Оно разра-

ботано в соответствии с программой дисциплины «Общая и неорганическая химия», рассчитанной на освоение студентами обязательного минимума содержания химической подготовки.

Данное пособие имеет следующую структуру: тематический план, содержание программы курса, вопросы для самоконтроля, тематику и требования к написанию контрольной работы, примеры решения типовых задач, список рекомендуемой литературы. Для того, чтобы изучение курса было осознанным, чтение литературы должно сопровождаться выполнением заданий, которые прилагаются к каждой теме курса. Их основное назначение – функция самоконтроля, что позволит студентам адекватно оценивать собственные знания.

В результате освоения учебной дисциплины «Общая и неорганическая химия» студент должен **знать:**

- основные понятия и законы;
 - периодический закон и периодическую систему химических элементов Д. И. Менделеева;
 - закономерности изменения химических свойств элементов и их соединений по периодам и группам;
 - типы и свойства химических связей (ковалентная, ионная, металлическая, водородная);
 - типы и свойства кристаллических решёток;
- формы существования химических элементов, современные представления о строении атомов;
 - валентность и степень окисления, валентные возможности атомов;
 - основные классы неорганических веществ;
 - характерные химические свойства неорганических соединений различных классов;
 - амфотерность оксидов и гидроксидов;
 - комплексные соединения;
 - эквивалент элемента и эквивалент сложного соединения;

- общую характеристику химических элементов в связи с их положением в периодической системе;

- классификацию химических реакций и закономерности их проведения;

- обратимые и необратимые химические реакции, химическое равновесие, смещение химического равновесия под воздействием различных факторов;

- окислительно – восстановительные реакции;

- реакции ионного обмена;

- произведение растворимости;

- основы термодинамики;

- основы электрохимии;

- законы Фарадея;

- тепловой эффект химических реакций, термохимические уравнения;

- диссоциацию электролитов в водных растворах, сильные и слабые электролиты;

- константу и степень диссоциации, закон разбавления Оствальда;

- гидролиз солей;

- константу и степень гидролиза;

- произведение растворимости;

- электролиз расплавов и растворов (солей и щелочей);

- законы Фарадея;

- скорость химических реакций, закон действующих масс;

- катализ (гомогенный и гетерогенный);

- гальванические элементы.

В результате освоения дисциплины обучающийся должен **уметь:**

- составлять электронные формулы атомов в невозбуждённом и возбуждённом состоянии;

- давать характеристику химических элементов в соответствии с положением в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева;

- определять степень окисления химических элементов в сложных веществах;
- определять валентные возможности атомов химических элементов;
- использовать лабораторную посуду и оборудование;
- применять на практике правила безопасной работы в химической лаборатории;
- готовить растворы различной концентрации;
- применять основные законы химии для решения задач в области профессиональной деятельности;
- находить молекулярную формулу вещества по данным качественного и количественного анализа;
- составлять графические формулы оксидов, кислот, оснований, солей;
- составлять уравнения реакций, проводить расчёты по химическим формулам и уравнениям реакций»
- составлять электронный и электронно – ионный баланс окислительно – восстановительных процессов;
- проводить качественные реакции на неорганические вещества и ионы, отдельные классы неорганических соединений;
- применять закон разбавления Оствальда для нахождения рН растворов;
- находить произведение растворимости слабого электролита по его растворимости и растворимость по произведению растворимости;
- рассчитывать энтальпию, энтропию, энергию Гиббса химического процесса;
- записывать уравнения катодного и анодного процессов при работе гальванического элемента;
- рассчитывать ЭДС гальванического элемента;
- составлять уравнения катодного и анодного процессов при электролизе расплавов и растворов;
- проводить расчёты по законам Фарадея.

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование следующих компетенций у студента:

ОК 1 – понимать сущность и социальную значимость своей будущей профессии, проявлять к ней устойчивый интерес;

ОК 2 – организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество;

ОК 3 – принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность;

ОК 4 – осуществлять поиск и использование информации, необходимой для эффективного выполнения профессиональных задач, профессионального и личностного развития;

ОК 5 – использовать информационно-коммуникативные технологии в профессиональной деятельности;

ОК 6 – работать в коллективе и в команде, эффективно общаться с коллегами, руководством, потребителями;

ОК 7 – брать на себя ответственность за работу членов команды (подчинённых), за результат выполнения заданий;

ОК 8 – самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение квалификации;

ОК 9 – ориентироваться в условиях частой смены технологий в профессиональной деятельности;

ПК 1.1 – подготавливать оборудование к безопасному пуску, выводу на технологический режим и остановке;

ПК 1.2 – контролировать работу основного и вспомогательного оборудования, технологических линий, коммуникаций и средств автоматизации;

ПК 1.3 – обеспечивать безопасную эксплуатацию оборудования при ведении технологического процесса;

ПК 1.4 – подготавливать оборудование к проведению ремонтных работ;

ПК 2.1 – подготавливать исходное сырьё и материалы;

ПК 2.2 – поддерживать заданные параметры технологического процесса с помощью контрольно-измерительных приборов и результатов аналитического контроля;

ПК 2.3 – выполнять требования промышленной и экологической безопасности и охраны труда;

ПК 2.4 – рассчитывать технико-экономические показатели технологического процесса;

ПК 2.5 – соблюдать нормативы образования газовых выбросов, сточных вод и отходов производства;

ПК 3.1 – контролировать и вести учёт расхода сырья, материалов, энергоресурсов, полупродуктов, готовой продукции и отходов;

ПК 3.2 – контролировать качество сырья, полуфабрикатов (полупродуктов) и готовой продукции;

ПК 3.3 – выявлять и устранять причины технологического брака;

ПК 3.4 – принимать участие в разработке мероприятий по снижению расхода сырья, энергоресурсов и материалов;

ПК 4.1 – планировать и координировать деятельность персонала по выполнению производственных заданий;

ПК 4.2 – организовывать обучение безопасным методам труда, правилам технической эксплуатации оборудования, техники безопасности;

ПК 4.3 – контролировать выполнение правил техники безопасности, производственной и трудовой дисциплины, требований охраны труда, промышленной и экологической безопасности;

ПК 4.4 – участвовать в оценке и обеспечении экономической эффективности работы подразделения.

1 ТЕМАТИЧЕСКИЙ ПЛАН
УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ «ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

№ раздела и темы	Наименование раздела и темы
Раздел 1	Теоретические основы химии
Тема 1.1	Основные понятия и законы химии
Тема 1.2	Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева в свете строения атома
Тема 1.3	Химическая связь. Строение вещества
Тема 1.4	Классы неорганических веществ
Тема 1.5	Комплексные соединения
Раздел 2	Растворы. Электролитическая диссоциация
Тема 2.1	Истинные и коллоидные растворы
Тема 2.2	Электролитическая диссоциация
Тема 2.3	Гидролиз солей
Тема 2.4	Произведение растворимости
Раздел 3	Химические реакции
Тема 3.1	Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие
Тема 3.2	Окислительно-восстановительные реакции
Раздел 4	Энергетика и кинетика химических процессов
Тема 4.1	Энергетика химических процессов
Тема 4.2	Химическая кинетика
Раздел 5	Основы электрохимии
Тема 5.1	Электрохимические процессы
Тема 5.2	Электролиз

2 СОДЕРЖАНИЕ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ И ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

Введение

Содержание: Предмет, задачи и содержание учебной дисциплины «Общая и неорганическая химия». Представление о дифференциации и интеграции естественных наук. Химия – одна из фундаментальных наук о природе. Роль химии как производительной силы общества. Химическая промышленность и проблема охраны биосферы.

Студент должен знать:

- цели и задачи общей и неорганической химии, пути и способы их решения;
- основные разделы общей и неорганической химии, основные методы, понятия и законы общей химии;
- общие закономерности химических превращений, основные этапы развития общей и неорганической химии, её современное состояние.

Студент должен уметь:

- владеть основными приёмами и техникой выполнения экспериментов;
- самостоятельно работать с учебной и справочной литературой по общей и неорганической химии;
- пользоваться основными неорганическими реактивами, растворителями и химической посудой;
- правильно использовать номенклатуру неорганических соединений.

Вопросы для самоконтроля:

1. Роль химии в развитии промышленности и сельского хозяйства.
2. Химия и охрана окружающей среды.
3. Назовите ряд самостоятельных разделов, входящих в предмет общей и неорганической химии.

РАЗДЕЛ 1 ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

Тема 1.1 Основные понятия и законы химии

Содержание: Основные понятия химии (атом, молекула, химический элемент). Атомно-молекулярное учение. Современное состояние атомно – молекулярного учения. Стехиометрические законы, их роль в утверждении атомно – молекулярного учения. Закон постоянства состава вещества. Закон сохранения массы вещества. Закон Авогадро.

Студент должен знать:

- формы существования химических элементов;
- основные понятия и законы химии.

Студент должен уметь:

- применять основные законы химии для решения задач в области профессиональной деятельности;
- составлять уравнения реакций, проводить расчёты по химическим формулам и уравнениям реакций;
- применять на практике правила безопасной работы в химической лаборатории.

Вопросы для самоконтроля:

1. Перечислите основные положения атомно – молекулярного учения.
2. Какое значение атомно – молекулярное учение имеет для химии?
3. Что такое атом, молекула, химический элемент?
4. Сформулируйте закон постоянства состава вещества.
5. Кем и когда был сформулирован закон сохранения массы вещества? Формулировка закона.
6. Как на практике используются законы постоянства состава и сохранения массы вещества?
7. Формулировка закона Авогадро, следствие из закона.

Тема 1.2 Строение атома. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева в свете строения атома

Содержание: Открытие периодического закона и построение периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева, графические формы периодической системы. Значение периодического закона.

Закономерности изменения химических свойств элементов и соединений по периодам и группам, причины периодического изменения свойств элементов и их соединений.

Строение атома. Квантово-механические представления о строении атома. Квантовые числа. Атомные орбитали. Форма s-, p-, d-, f-орбиталей. Электронные конфигурации атомов в невозбуждённом и возбуждённом состоянии.

Студент должен знать:

- основные этапы развития представлений о существовании и строении атомов;
- электронные оболочки атомов и периодический закон Д.И. Менделеева;
- периодический закон Д.И. Менделеева и его трактовку на основе квантово-механической теории строения атомов;
- структуру периодической системы химических элементов: периоды, группы, семейства s-, p-, d-, f- химических элементов;
- периодический характер изменения свойств атомов элементов;
- периодический характер изменения свойств простых веществ, оксидов и водородных соединений.

Студент должен уметь:

- давать характеристику химических элементов в соответствии с их положением в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева;
- строить электронные формулы и электронографические схемы строения атомов.

Вопросы для самоконтроля:

1. В каком году был открыт Периодический закон химических элементов? Приведите формулировку Д.И. Менделеева.

2. Что вы знаете о предшественниках Д.И. Менделеева?
3. Почему в Периодической системе Д.И. Менделеева аргон помещён перед калием, кобальт – перед никелем, теллур – перед йодом, несмотря на то, что атомная масса элементов, указанных вторыми, меньше?
4. В чём сущность закона периодичности? Каковы его основные черты?
5. Что такое период, группа, подгруппа в Периодической системе?
6. Как изменяются свойства атомов химических элементов с увеличением порядкового номера?

Тема 1.3 Химическая связь. Строение вещества

Содержание: Электроотрицательность. Типы химической связи. Ковалентная связь (полярная и неполярная). Основные характеристики химической связи (длина, энергия, кратность, валентный угол). Ионная связь. Свойства молекул с различным типом связи. Донорно – акцепторный механизм образования ковалентной связи. Водородная связь. Межмолекулярное взаимодействие (силы Ван – дер – Ваальса). Металлическая связь. Агрегатное состояние вещества: твёрдое, жидкое, газообразное. Кристаллическое состояние вещества. Атомные, ионные, молекулярные, металлические кристаллические решётки. Аморфное состояние вещества.

Студент должен знать:

- типы и свойства химических связей (ковалентной, ионной, металлической, водородной);
- основные характеристики химической связи (длина, энергия, кратность, валентный угол);
- свойства молекул с различным типом химической связи.

Студент должен уметь:

- строить схемы образования разных типов химической связи;
- уметь прогнозировать по типу кристаллической решётки свойства веществ.

Вопросы для самоконтроля:

2. Между атомами каких элементов возникает ковалентная связь?

3. Какие молекулы называются: а) полярными; б) неполярными; в) ионными?
4. Что такое электроотрицательность? Какой из элементов обладает наибольшей электроотрицательностью: хлор, йод, бром?
5. Как по электроотрицательности атомов химических элементов можно установить характер химической связи?
6. Как по значению электроотрицательности элементов можно судить о полярности химической связи в соединениях?

Тема 1.4 Классы неорганических веществ

Содержание: Классификация неорганических веществ.

Способы получения, номенклатура, классификация, физические и химические свойства оксидов, кислот, оснований, солей.

Генетическая связь между классами неорганических веществ.

Студент должен знать:

- способы получения, номенклатуру, классификацию, физические и химические свойства оксидов;

- способы получения, номенклатуру, классификацию, физические и химические свойства кислот;

- способы получения, номенклатуру, классификацию, физические и химические свойства оснований;

- способы получения, номенклатуру, классификацию, физические и химические свойства солей.

Студент должен уметь:

- составлять молекулярные и графические формулы оксидов, кислот, оснований, солей;

- составлять уравнения реакций по химическим свойствам оксидов, кислот, оснований, солей;

- проводить расчёты по химическим формулам и уравнениям реакций.

Вопросы для самоконтроля:

1. Какие вещества относятся к оксидам? Их классификация.
2. Химические свойства основных, кислотных, амфотерных оксидов.

3. Какие вещества относятся к кислотам? Их классификация.
4. Химические свойства кислот, отношение кислот к индикаторам.
5. Какие вещества относятся к основаниям? Их классификация.
6. Химические свойства щелочей и нерастворимых оснований, отношение щелочей к индикаторам.
7. Какие вещества относятся к солям? Их классификация.
8. Химические свойства солей.

Тема 1.5 Комплексные соединения

Содержание:Строение и номенклатура комплексных соединений. Классификация комплексных соединений. Константа нестойкости комплексных соединений.

Студент должен знать:

- строение и номенклатуру комплексных соединений;
- классификацию комплексных соединений;
- константу нестойкости комплексных соединений.

Студент должен уметь:

- составлять формулы комплексных соединений и называть их;
- составлять уравнения диссоциации комплексных соединений, уравнения диссоциации комплексного иона;
- записывать выражение константы нестойкости комплексного соединения.

Вопросы для самоконтроля:

1. Какие соединения относятся к комплексным соединениям?
2. Строение комплексных соединений (внутренняя сфера, внешняя сфера, комплексообразователь, лиганды, координационное число).
3. Номенклатура комплексных соединений.

РАЗДЕЛ 2. РАСТВОРЫ. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

Тема 2.1 Истинные и коллоидные растворы

Содержание: Общие свойства растворов. Виды растворов. Растворимость как физико – химический процесс. Гидратная теория растворов Д. И. Менделеева.

Способы выражения концентрации растворов. Массовая доля, молярная концентрация и молярная концентрация эквивалента.

Химический эквивалент элемента. Химический эквивалент сложного вещества.

Студент должен знать:

- основные определения: раствор, растворитель, растворённое вещество,
- растворимость;
- свойства растворов, виды растворов, гидратную теорию растворов;
- способы выражения концентрации растворов;
- химический эквивалент элемента. Химический эквивалент сложного вещества.

Студент должен уметь:

- проводить расчёты по нахождению массовой доли растворённого вещества, молярной концентрации, молярной концентрации эквивалента вещества;
- рассчитывать химический эквивалент элемента, химический эквивалент сложного вещества.

Вопросы для самоконтроля:

1. Какая система называется раствором? Виды растворов.
2. Что понимают под растворимостью вещества?
3. Массовая доля растворённого вещества, формула для расчёта.
4. Молярная концентрация растворённого вещества, формула для расчёта.
5. Молярная концентрация эквивалента растворённого вещества, формула для расчёта.
6. Понятие эквивалента элемента. Как рассчитать эквивалент элемента в веществе?
7. Как рассчитать эквивалент оксида, основания, кислоты, соли?

Тема 2.2 Электролитическая диссоциация

Содержание: Основные положения теории электролитической диссоциации. Диссоциация, кислот, оснований, солей.

Сильные и слабые электролиты.

Константа и степень диссоциации. Закон разбавления Оствальда.

Химические реакции между электролитами. Молекулярные, полные и краткие ионные уравнения. Признаки течения реакций до конца.

Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН). Индикаторы. Методы определения водородного показателя.

Студент должен знать:

- основные положения теории электролитической диссоциации;
- диссоциацию кислот, оснований, солей;
- сильные и слабые электролиты;
- константу и степень диссоциации. Закон разбавления Оствальда;
- признаки течения реакций между электролитами до конца;
- ионное произведение воды. Водородный показатель (рН). Индикаторы.

Методы определения водородного показателя.

Студент должен уметь:

- составлять уравнения диссоциации кислот, оснований, солей;
- записывать выражение константы диссоциации электролита;
- проводить расчёты по нахождению водородного показателя.

Вопросы для самоконтроля:

1. Какие вещества называются электролитами? Дайте определение.
2. Что называется электролитической диссоциацией? Кто автор теории электролитической диссоциации? Чем обусловлена электролитическая проводимость растворов электролитов?
3. Перечислить признаки протекания реакций ионного обмена до конца.
4. Привести примеры сильных электролитов среди кислот, оснований, солей.

Тема 2.3 Гидролиз солей

Содержание: Гидролиз солей. Типы гидролиза. Ионные уравнения гидролиза. Константа и степень гидролиза.

Необратимый гидролиз. Факторы, влияющие на степень гидролиза.

Совместный гидролиз двух солей.

Студент должен знать:

- типы гидролиза. Ионные уравнения гидролиза. Константу и степень гидролиза;

- необратимый гидролиз. Факторы, влияющие на степень гидролиза;

- совместный гидролиз двух солей.

Студент должен уметь:

- узнавать тип гидролиза, составлять ионные уравнения гидролиза;

- записывать выражение константы гидролиза;

- определять факторы, влияющие на степень гидролиза;

- записывать уравнение совместного гидролиза двух солей.

Вопросы для самоконтроля:

1. Что называется гидролизом? Приведите примеры солей, которые подвергаются гидролизу, и солей, которые гидролизу не подвергаются, и объясните, почему?

2. Какие факторы влияют на степень гидролиза?

3. Для каких солей возможен совместный гидролиз? Привести пример.

Тема 2.4 Произведение растворимости

Содержание: Образование и растворение осадков. Произведение растворимости.

Студент должен знать:

- образование и растворение осадков;

- произведение растворимости.

Студент должен уметь:

- составлять выражение произведения растворимости для слабого электролита;

- производить расчёты по нахождению произведения растворимости по растворимости вещества и растворимости по произведению растворимости.

Вопросы для самоконтроля:

1. Какая величина количественно характеризует способность электролита растворяться?
2. В каком случае при химических реакциях возможно образование или растворение осадка?

РАЗДЕЛ 3. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

Тема 3.1 Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие

Содержание: Типы химических реакций.

Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия. Принцип ЛеШателье.

Студент должен знать:

- типы химических реакций;
- обратимые и необратимые реакции, принцип ЛеШателье.

Студент должен уметь:

- определять тип химической реакции по разным признакам классификации;
- применять принцип ЛеШателье для смещения химического равновесия.

Вопросы для самоконтроля:

1. Что такое химическое равновесие и почему оно называется динамическим?
2. Какие из перечисленных ниже факторов могут влиять на химическое равновесие: изменение температуры, давление, катализатор, изменение концентрации реагирующих веществ, увеличение поверхности реагирующих веществ?
3. В чём заключается принцип ЛеШателье?

Тема 3.2 Окислительно-восстановительные реакции

Содержание: Окислительно-восстановительные реакции. Окислители. Восстановители. Вещества с двойственной природой.

Классификация окислительно-восстановительных реакций.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Расстановка коэффициентов методом электронного баланса и электронно-ионным методом (методом полуреакций).

Расчёт молярной массы эквивалента окислителей и восстановителей.

Окислительно-восстановительные реакции с участием бихромата калия и перманганата калия, концентрированной серной кислоты, разбавленной и концентрированной азотной кислоты.

Студент должен знать:

- типы окислительно – восстановительных реакций;
- важнейшие окислители и восстановители;
- метод электронного баланса;
- метод электронно – ионного баланса.

Студент должен уметь:

- определять по уравнению окислительно – восстановительной реакции её тип;
- расставлять коэффициенты в уравнении окислительно- восстановительной реакции с помощью метода электронного баланса и метода полуреакций;
- рассчитывать ЭДС и по её значению определять направление ОВР.

Вопросы для самоконтроля:

1. Какие реакции называются окислительно – восстановительными?
2. Какие вещества называются окислителями и какие – восстановителями?
3. Какой процесс называется окислением, какой – восстановлением?
4. Как изменяется степень окисления восстановителя и окислителя в процессе окислительно – восстановительной реакции?
5. На какие типы подразделяются окислительно – восстановительные реакции?

РАЗДЕЛ 4. ЭНЕРГЕТИКА И КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

Тема 4.1 Энергетика химических процессов

Содержание: Химическая термодинамика. Основные понятия.

Тепловой эффект химической реакции. Энтальпия. Термохимические уравнения.

Закон Гесса и следствия из него.

Энтропия и энергия Гиббса. Направление протекания химических реакций.

Студент должен знать:

- тепловой эффект химических реакций; термохимические уравнения;
- стандартные состояния веществ и стандартные значения энтальпии и энтропии;
- понятие об энтропии как мере неупорядоченности системы;
- энергию Гиббса как критерий самопроизвольного протекания процесса и термодинамической устойчивости химических соединений.

Студент должен уметь:

- проводить расчёты по термохимическим уравнениям реакций;
- применять закон Гесса при расчёте стандартных значений энтальпий и энтропий химических реакций;
- применять таблицы стандартных энтальпий и энергий Гиббса образования и сгорания веществ.

Вопросы для самоконтроля:

1. Какими факторами определяется направление химической реакции?
2. Будет ли протекать эндотермическая реакция, если она сопровождается увеличением энтропии?
3. При фазовых переходах: твёрдое – жидкое, твёрдое – газообразное будет ли увеличиваться энтропия при повышении температуры?
4. Как по значению энергии Гиббса определить самопроизвольное протекание химической реакции?

Тема 4.2 Химическая кинетика

Содержание: Кинетическая классификация реакций.

Скорость химической реакции, зависимость скорости реакции от концентрации, природы реагентов, температуры, катализатора, степени измельчения твёрдых веществ.

Закон действующих масс. Кинетическое уравнение реакции.

Катализ (гомогенный и гетерогенный).

Студент должен знать:

- классификацию химических реакций в химической кинетике;
- закон действующих масс, устанавливающий зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ;
- факторы, влияющие на скорость реакции (температура, концентрация реагирующих веществ, природа реагирующих веществ, действие катализаторов, поверхность соприкосновения реагирующих веществ);
- гомогенный и гетерогенный катализ.

Студент должен уметь:

- по уравнению химической реакции рассчитывать скорость химической реакции;
- записывать выражение константы скорости химической реакции;

Вопросы для самоконтроля:

1. Что такое скорость химической реакции? В каких единицах она измеряется?
2. Какова зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ и какой формулой эта зависимость выражается?
3. Почему скорость реакции возрастает с увеличением температуры? Что такое температурный коэффициент?

РАЗДЕЛ 5. ОСНОВЫ ЭЛЕКТРОХИМИИ

Тема 5.1 Электрохимические процессы

Содержание: Виды электрохимических систем. Электродный потенциал. Уравнение Нернста. Гальванические элементы. ЭДС гальванического элемента. Определение ЭДС гальванического элемента.

Студент должен знать:

- понятие гальванического элемента;
- катод, анод гальванического элемента;
- стандартный электродный потенциал;
- уравнение Нернста;
- ЭДС гальванического элемента.

Студент должен уметь:

- составлять уравнения анодного и катодного процессов в гальваническом элементе;
- составлять суммарные ионно-молекулярное и молекулярное уравнения при работе гальванического элемента;
- вычислять ЭДС гальванического элемента.

Вопросы для самоконтроля:

1. Какие устройства называются гальваническими элементами?
2. Какой электрод принято называть катодом, какой – анодом?
3. Что такое электродвижущая сила гальванического элемента, чему она равна?
4. Уравнение Нернста. Что можно рассчитать по уравнению Нернста?

Тема 5.2 Электролиз

Содержание: Понятие электролиза. Законы Фарадея. Катодные и анодные процессы при электролизе водных растворов и расплавов.

Студент должен знать:

- понятие электролиза;
- катод, анод при электролизе;
- законы Фарадея;

Студент должен уметь:

- составлять уравнения анодного и катодного процессов при электролизе водных растворов и расплавов;
- составлять суммарные ионно-молекулярное и молекулярное уравнения при электролизе водных растворов и расплавов;

- по законам Фарадея находить массу (объём) веществ, выделившихся на электродах.

Вопросы для самоконтроля:

1. Что называется электролизом? В каких случаях при электролизе водных растворов солей: а) на катоде выделяется водород; б) на аноде выделяется кислород; в) состав электролита не изменяется?
2. Что является анодом, катодом при электролизе водных растворов и расплавов?
3. Почему не имеют смысла такие выражения: электролиз расплавленного сульфата железа (III), электролиз расплавленного карбоната магния, электролиз спирта, электролиз сахара?

3 МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ

Контрольная работа является основным видом учебной работы студентов заочной формы обучения. Написание контрольной работы позволяет студенту самостоятельно изучить теоретический материал по курсу дисциплины «Общая и неорганическая химия»

Цель выполнения контрольной работы:

- закрепить и углубить теоретические знания, приобрести необходимые умения;
- развить умения пользоваться таблицами различных химических величин для решения задач;
- помочь практическому осмыслению разделов и тем дисциплины.

Выполнение контрольной работы должно:

- дать представление о том, насколько глубоко студент усвоил теоретические положения курса;
- показать, насколько умело студент способен использовать умения решать задачи, вести расчёты, проводить качественные реакции;
- отличаться чёткостью, аккуратностью, правильностью и полнотой выполнения заданий, разборчивым почерком, быть правильно оформленной и представленной в надлежащие сроки.

Получив контрольную работу, следует внимательно прочитать задание, проанализировать записи лекционного материала, изучить список рекомендуемой литературы.

Контрольная работа по дисциплине «Общая и неорганическая химия» оформляется следующим образом:

рукописным – в тетради с полями, разборчивым почерком; на обложке тетради следует наклеить адресный бланк учебного заведения.

В конце работы следует поставить дату её выполнения и свою разборчивую подпись. Работа может быть не зачтена, если она выполнена неразборчивым почерком, неаккуратно, с большим количеством ошибок, исправлений.

Если контрольная работа не будет зачтена, студент обязан её доработать и после этого сдать преподавателю.

Контрольная работа предоставляется на проверку не позднее, чем за месяц до начала экзаменационной сессии.

Контрольная работа, сданная позднее указанного срока, не проверяется.

Таблица вариантов контрольной работы по учебной дисциплине «Общая и неорганическая химия»

Предпоследняя цифра шифра	Последняя цифра шифра									
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	0
1	26,49,64,71 105,126, 145,163	28,48,63,72 104,125, 144,162	27,47,62,73 103,124, 143,161	26,46,61,74 102,123, 142,160	25,45,60,75 101,122, 141,159	24,44,59,76 100,121, 140,158	23,43,58,77 99,120,139, 157	22,42,57,78 98,119,138, 156	21,41,56,79 97,118,137, 155	20,40,55 80,96,117, 136,154
2	19,39,54,81 95,106,135, 153	18,38,53,82 94,115,134, 152	17,37,52,83 93,114,133, 151	16,36,51,84 92,113,132, 150	15,35,50,85 91,112,131, 149	14,34,64,71 90,11,130,1 48	13,33,63,72 89,110,129, 147	12,32,62,73 88,109,128, 146	11,31,61,74 87,108,127, 163,	10,30,60,75 86,107,128, 162
3	9,29,59,76, 87,106, 130,161	8,30,58,77, 88,126,131, 160	7,31,57,78, 89,125,132, 159	6,32,56,79, 90,124,133, 158	5,33,55, 80, 91,123, 134,157	4,34,54, 81,92,122, 135,156	5,35,53, 82,93,121, 136,155	2,36,52, 83,94,120, 137,154	1,37,51,84, 95,119,138, 192	2,38,50,85, 96,118,139, 193
4	3,39,51,84, 97,117,140, 194	4,40,52,83, 98,116,141, 150	5,41,53,82, 99,115,142, 195	6,42,54,81, 100,114, 143,148	7,43,55, 80,101,113, 144,146	8,44,56, 79, 102, 112, 145, 184	9,45,57,78, 103,111, 144,196	10,46,58,77 104,110, 129,143,	11,47,59,76 105,109, 142, 149	12,48,60,75 86,108,141, 197
5	13,49,61,74 87,107,139 198	14,48,62,73 88,106,138 199	15,47,63,72 89,107,137, 200	16,46,64,71 90,108,136 201	17,45,60,85 91,109,135, 202	18,44,51,84 92,110, 134,203	19,43,52,83 93,111,133, 204	20,42,53,82 94,112,132, 205	21,41,54,81 95,113,131, 206	22,40,55,80 96,114,130, 207
6	23,39,56,79 97,115,128,	24,38,57,78 98,116,127,	25,37,58,77 99,117,145,	26,36,59,76 100,118,	27,35,60,75 101,119,	28,34,61,74 102,120,	29,33,62,73 103,121,	28,32,63,72 104,122,	27,31,64,71 105,123,	26,32,50,75 86,124,138,

	184	162	163	144,164	143,165	142,166	141,167	140,160	139,164	170
7	25,33,51,84 87,125, 137,171	24,32,52,83 88,126,136, 172	23,31,53,82 89,106,135, 173	2,30,54,81, 90,107,134, 174	21,29,55,80 91,108,133, 175	20,28,56,79 92,109,132, 176	19,31,57,78 93,110,131, 177	18,32,58,77 94,11,130,1 80	17,33,59, 76,95,112, 129, 146	16,34,60,75 96,113,128, 147
8	17,35,59,74 97,114,127, 208	18,36,58,73 98,115,128, 209	19,37,57,72 99,116,129, 210	20,38,56,71 100,117, 130,151	21,39,55,85 101,118, 131,152	22,40,54,84 102,110, 132,153	23,41,53,83 103,120, 133,154	25,43,51,8 105,122, 135,156	26,44,50,80 86,123,136, 157	16,46,64,71 90,108,136, 154
9	27,45,64,76 87,124,137, 158	28,46,78,88 125,138, 160	29,47,62,77 89,126,139, 161	1,48,61,76, 90,106,140, 162	2,49,60, 75,91,107, 141,169	3,29,59,74, 92,108,142, 164	4,28,58, 73,93,109, 143,165	5,29,57, 72,94,110, 144,166	6,30,56, 71,95,111, 145,167	7,31,55,85, 96,112,144, 191
0	21,29,55,80 91,108, 133 175	23,41,53,83 103,120, 133,154	14,34,64, 71,90,121, 130,148	25,43,51,81 105,122, 135,156	23,43,58,77 99,120,139, 157	17,45,60,85 91,109,135, 155	10,46,58,77 104,110, 129,143	25,45,60,75 101,122, 141,159	9,45,57, 78,103,111 144,190	15,35,50,85 91,112,131, 149

4 МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО РЕШЕНИЮ ЗАДАЧ

Тема 1.1 Основные понятия и законы химии

Атомно – молекулярное учение

Основы атомно – молекулярного учения впервые были изложены М. В. Ломоносовым в работе «Элементы математической химии», в которой он сформулировал важнейшие положения созданной им корпускулярной теории строения вещества. В дальнейшем эти положения были развиты в работах Д. Дальтона и А. Авогадро. В 1860 году на первом Международном съезде химиков были приняты определения понятий **атома и молекулы**, а также окончательно признаны основные положения атомно – молекулярного учения. Раскроем основные понятия в химии:

Атом – электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и элементарных частиц протонов, нейтронов, электронов.

Масса атома – $m_a(X)$ выражается в килограммах, граммах:

$$m_a(H) = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг, или } 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ г}$$

$$m_a(O) = 2,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг, или } 2,67 \cdot 10^{-23} \text{ г}$$

Пользоваться такими числами при расчётах неудобно. Поэтому применяют не абсолютные значения масс атомов, а относительные.

Относительная атомная масса (A_r) – величина, равная отношению массы атома к атомной единице массы (а.е.м.):

$$A_r(X) = m_a / \text{а.е.м.} \quad (1)$$

$$A_r(O) = 2,67 \cdot 10^{-23} \text{ г} / 1,667 \cdot 10^{-24} \text{ г} = 16$$

Молекула – наименьшая частица вещества, определяющая его свойства и способная к самостоятельному существованию.

Относительная молекулярная масса $M_r(X)$ – величина, равная отношению массы молекулы к атомной единице массы:

$$M_r(X) = m_M(X) / \text{а.е.м.} \quad (2)$$

$$M_r(H_2O) = 3,00 \cdot 10^{-26} \text{ кг} / 1,667 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 18$$

Относительную молекулярную массу можно рассчитать, сложив относительные массы всех атомов, входящих в состав молекулы, с учётом числа атомов:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$$

Количество вещества. Молярная масса. Постоянная Авогадро

Важной физической величиной в Международной системе единиц (СИ) является *количество вещества*. Единицей количества вещества является *моль*.

1 моль – это такое количество вещества, которое содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных единиц (атомов, молекул, ионов, электронов). Постоянная Авогадро $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$, показывает число структурных единиц в 1 моль любого вещества.

Если известно число структурных единиц вещества X, то количество этого вещества определяется по формуле:

$$n(\text{X}) = N(\text{X}) / N_A(3)$$

Отношение массы вещества $m(\text{X})$ к его количеству $n(\text{X})$ называется *молярной массой*:

$$M(\text{X}) = m(\text{X}) / n(\text{X});(4)$$

Молярная масса вещества в г/моль (или кг/кмоль) численно равна относительной молекулярной массе данного вещества: $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$, то $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Пример 1. Вычислите количество вещества цинка в образце массой 2,6 г

Дано: $m(\text{Zn}) = 2,6 \text{ г}$

$$n(\text{Zn}) = ?$$

Решение:

1. Относительная молекулярная масса цинка по периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева равна 65 г/моль, т.е.

$$M(\text{Zn}) = 65 \text{ г/ моль}$$

2. Вычисляем количество вещества цинка в образце по формуле (3):

$$n(\text{Zn}) = m(\text{Zn}) / M(\text{Zn}); \quad n(\text{Zn}) = 2,6 \text{ г} / 65 \text{ г/моль} = 0,04 \text{ моль}$$

Ответ: количество вещества цинка в образце равно 0,04 моль

Пример 2. Вычислите массу иодида натрия NaI, если количество вещества его равно 0,02 моль

Дано: $n(\text{NaI}) = 0,02$ моль

Найти: $m(\text{NaI})$

Решение:

1. Рассчитаем относительную молекулярную массу иодида натрия:

$$M_r(\text{NaI}) = A_r(\text{Na}) + A_r(\text{I}) = 23 + 127 = 150$$

Молярная масса иодида натрия $M(\text{NaI}) = 150$ г/моль

2. Определяем массу иодида натрия по формуле :

$$m(\text{NaI}) = n(\text{NaI}) \cdot M(\text{NaI}); \quad m(\text{NaI}) = 0,02 \text{ моль} \cdot 150 \text{ г/моль} = 3 \text{ г}$$

Ответ: масса иодида натрия равна 3 грамма

Пример 3. Рассчитайте число молекул брома Br₂ в броме массой 6,4 г

Дано: $m(\text{Br}_2) = 6,$

Найти: $N(\text{Br}_2)$

Решение:

1. Учитывая, что молярная масса брома $M(\text{Br}_2) = 160$ г/моль, вычисляем количество вещества брома по формуле:

$$n(\text{Br}_2) = m(\text{Br}_2) / M(\text{Br}_2); \quad n(\text{Br}_2) = 6,4 \text{ г} / 160 \text{ г/моль} = 0,04 \text{ моль}$$

2. Используя формулу (3), рассчитываем число молекул в веществе:

$$N(\text{Br}_2) = n(\text{Br}_2) \cdot N_A; \quad N(\text{Br}_2) = 0,04 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 2,41 \cdot 10^{22}$$

Ответ: в броме массой 6,4 грамма находится $2,41 \cdot 10^{22}$ молекул

Закон Авогадро. Закон сохранения массы веществ

Газообразное состояние изучено наиболее полно по сравнению с другими состояниями веществ. Большинство законов установлено для так называемых идеальных газов – некоторой модели газа, которая предполагает, что взаимодействие между частицами газа отсутствует или незначительно. Реальные газы имеют некоторые отклонения от законов идеальных газов.

Закон Авогадро: в равных объёмах различных газов при одинаковых внешних условиях (температура и давление) содержится одинаковое число молекул. Из этого закона вытекают два следствия:

- 1 моль любого газа при постоянных условиях всегда занимает один и тот же объём (молярный объём газа). Молярный объём газа равен отношению объёма газа при данных условиях к количеству этого газа:

$$V_m = V(X) / n(X) \quad (5)$$

- Если условия нормальные, т.е. температура равна 273,15 К (или 0⁰С) , а давление 101325 Па (или приблизительно 101,3 кПа), то $V_m = 22,4$ л/ моль

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Пример 4. Вычислите, какой объём займёт при нормальных условиях бромоводород массой 48,6 г

Дано: $m(\text{HBr}) = 48,6$ г

Найти: $V(\text{HBr})$

Решение:

1. Вычисляем молярную массу бромоводорода:

$$M(\text{HBr}) = 1 + 80 = 81 \text{ г/моль}$$

2. Количество вещества бромоводорода равно:

$$n(\text{HBr}) = m(\text{HBr}) / M(\text{HBr}); \quad n(\text{HBr}) = 48,6 \text{ г} / 81 \text{ г/моль} = 0,6 \text{ моль}$$

3. Рассчитаем объём, который займёт бромоводород при нормальных условиях, используя формулу:

$$V(\text{HBr}) = n(\text{HBr}) \cdot V_m; \quad V(\text{HBr}) = 0,6 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 13,44 \text{ л}$$

Ответ: объём бромоводорода равен 13,44 литра

Массовая доля. Вывод формул химических соединений

Химические вещества подразделяются на простые: состоят из атомов одного химического элемента, например, H_2 , O_2 , Fe и сложные - состоят из атомов различных элементов, например, H_2O , SO_2 , H_2SO_4 .

Смеси содержат два или несколько химических веществ. На практике обычно имеют дело со смесями, так как любое, даже самое чистое вещество содержит некоторое количество примесей.

Состав сложного вещества, смеси и любой системы, в которой имеется два или несколько компонентов, можно выразить при помощи массовой доли.

Массовая доля компонента системы X – это отношение массы данного компонента $m(X)$ к массе всей системы:

$$\omega(X) = m(X) / m \quad (6)$$

Массовая доля – величина безразмерная, её выражают в долях, в процентах, вычисляя по формуле:

$$\omega(X) = m(X) \cdot 100\% / m \quad (7)$$

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Пример 5. Определите массовую долю хлорида натрия в смеси, содержащей хлорид натрия массой 60 г и хлорид калия массой 15 г

Дано: $m(\text{NaCl}) = 60\text{ г}$, $m(\text{KCl}) = 15\text{ г}$

Найти: $\omega(\text{NaCl})$

Решение:

1. Масса всей системы (смеси) будет равна сумме масс хлоридов натрия и калия: $m_{(\text{смеси})} = m(\text{NaCl}) + m(\text{KCl})$; $m_{(\text{смеси})} = (60 + 15)\text{ г} = 75\text{ г}$

2. Вычисляем массовую долю хлорида натрия по формуле (6) или в процентах по формуле (7):

$$\omega(\text{NaCl}) = m(\text{NaCl}) / m_{(\text{смеси})}; \omega(\text{NaCl}) = 60\text{ г} / 75\text{ г} = 0,8 \text{ или } 80\%$$

Ответ: массовая доля хлорида натрия в смеси равна 80%

Химические формулы отражают качественный и количественный состав соединения. Существуют химические вещества постоянного и переменного состава.

Соединения постоянного состава или дальтониды имеют постоянный качественный и количественный состав независимо от их способа получения (закон постоянства состава вещества). К дальтонидам относятся такие вещества, как вода H_2O , сернистый газ SO_2 , хлороводород HCl , серная кислота H_2SO_4 и многие другие.

Соединения переменного состава или бертоллиды имеют различный состав в зависимости от способа и условий получения этих веществ. Например, оксид железа (II), формулу которого обычно представляют в виде

FeO, в действительности может иметь следующий состав в зависимости от способа получения: Fe_{0,89}O, Fe_{0,91}O, Fe_{0,93}O и т.д.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Пример 6. Соединение содержит натрий (массовая доля 36,5%), серу (массовая доля 25,4%) и кислород (массовая доля 38,1%). Определите простейшую формулу соединения.

Дано: соединение Na_xS_yO_z; ω(Na) = 36,5%, ω(S) = 25,4%, ω(O) = 38,1%

Вывести формулу вещества

Решение:

1. Выбираем для расчётов образец вещества Na_xS_yO_z массой 100 г. Вычисляем массу натрия, серы и кислорода в данном образце:

$$m(\text{Na}) = m(\text{Na}_x\text{S}_y\text{O}_z) \cdot \omega(\text{Na}) / 100; \quad m(\text{Na}) = 100 \text{ г} \cdot 36,5\% / 100 = 36,5 \text{ г}$$

$$m(\text{S}) = m(\text{Na}_x\text{S}_y\text{O}_z) \cdot \omega(\text{S}) / 100; \quad m(\text{S}) = 100 \text{ г} \cdot 25,4\% / 100 = 25,4 \text{ г}$$

$$m(\text{O}) = m(\text{Na}_x\text{S}_y\text{O}_z) \cdot \omega(\text{O}) / 100; \quad m(\text{O}) = 100 \text{ г} \cdot 38,1\% / 100 = 38,1 \text{ г}$$

2. Определяем количество вещества натрия, серы и кислорода в образце:

$$n(\text{Na}) = m(\text{Na}) / M(\text{Na}); \quad n(\text{Na}) = 36,5 \text{ г} / 23 \text{ г/моль} = 1,6 \text{ моль};$$

$$n(\text{S}) = m(\text{S}) / M(\text{S}); \quad n(\text{S}) = 25,4 \text{ г} / 32 \text{ г/моль} = 0,8 \text{ моль};$$

$$n(\text{O}) = m(\text{O}) / M(\text{O}); \quad n(\text{O}) = 38,1 \text{ г} / 16 \text{ г/моль} = 2,4 \text{ моль}$$

3. Находим соотношение коэффициентов x, y, z:

$$x : y : z = n(\text{Na}) : n(\text{S}) : n(\text{O}); \quad x : y : z = 1,6 \text{ моль} : 0,8 \text{ моль} : 2,4 \text{ моль}$$

Разделив правую часть равенства на меньшее число (0,8), получим

$$x : y : z = 2 : 1 : 3.$$

Следовательно, простейшая формула соединения Na₂SO₃

Ответ: простейшая формула соединения - сульфит натрия Na₂SO₃

Расчёты по химическим уравнениям реакций

Закон сохранения массы веществ: «Масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции» (М.В. Ломоносов, 1748 г). С точки зрения атомно – молекулярного учения при химических реакциях атомы не образуются из ничего и не исчезают, поэтому число атомов в ходе химической реакции остаётся постоянной. А так

как масса данного атома постоянна, то и общая масса исходных веществ, состоящих из этих атомов, равна массе продуктов реакции, которые состоят из того же набора атомов.

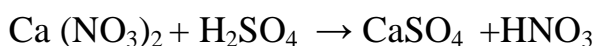
Например, для реакции:



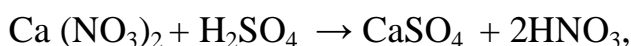
В соответствии с законом сохранения массы должно выполняться соотношение: $m(\text{H}_2) + m(\text{O}_2) = m(\text{H}_2\text{O})$,

где $m(\text{H}_2)$ и $m(\text{O}_2)$ – массы прореагировавших водорода и кислорода; $m(\text{H}_2\text{O})$ – масса образовавшейся воды.

Знание закона сохранения массы веществ помогает составлять уравнения химических реакций и производить по ним расчёты. Так, запись



является лишь схемой реакции, она показывает, какие вещества участвуют в реакции и образуются в результате её. Подбрав стехиометрические коэффициенты перед формулами веществ (уравняв число атомов всех видов в левой и правой частях), получаем уравнение:



которое соответствует закону сохранения массы веществ

Из уравнения реакции следует:

$$n(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2)/n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/1; \quad n(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2)/n(\text{CaSO}_4) = 1/1;$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4)/n(\text{HNO}_3) = 1/2;$$

Записанные соотношения позволяют проводить расчёты количества вещества и массы продуктов, которые могут образоваться в результате реакции (и наоборот).

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Пример 7. К раствору, содержащему нитрат серебра массой 37,4 г, прилили раствор хлорида магния, взятого в избытке. Рассчитайте массу осадка, который может быть получен при этом

Дано: $m(\text{AgNO}_3) = 37,4 \text{ г}$

Найти: $m(\text{AgCl})$

Решение:

1. Рассчитаем количество вещества нитрата серебра, содержащегося в растворе:

$$n(\text{AgNO}_3) = m(\text{AgNO}_3) / M(\text{AgNO}_3); n(\text{AgNO}_3) = 37,4 \text{ г} / 170 \text{ г/моль} = 0,22 \text{ моль}$$

2. Составляем уравнение реакции между хлоридом магния и нитратом серебра: $\text{MgCl}_2 + 2\text{AgNO}_3 = \text{Mg(NO}_3)_2 + 2\text{AgCl} \downarrow$

Из уравнения реакции видно, что

$$n(\text{AgCl}) / n(\text{AgNO}_3) = 2 \text{ моль} / 2 \text{ моль} = 1,$$

следовательно,

$$n(\text{AgCl}) = n(\text{AgNO}_3); n(\text{AgCl}) = 0,22 \text{ моль}$$

3. Вычисляем массу осадка хлорида серебра:

$$m(\text{AgCl}) = n(\text{AgCl}) \cdot M(\text{AgCl}); m(\text{AgCl}) = 0,22 \text{ моль} \cdot 143,5 \text{ г/моль} = 31,57 \text{ г}$$

Ответ: масса осадка равна 31,57 грамма

Тема 1.2 Строение атома. Периодический закон и периодическая система

химических элементов Д. И. Менделеева в свете строения атома

Строение атома. Строение электронных оболочек атомов

Электронные формулы атомов. Строение электронной оболочки атомов определяет химические свойства элемента, поэтому знание этого строения чрезвычайно важно для характеристики данного элемента. Общее число электронов в атоме, которые составляют электронную оболочку, равно порядковому номеру элемента в периодической системе Д. И. Менделеева.

Строение электронной оболочки атома изображается **электронной формулой**, которая показывает расположение электронов по энергетическим уровням и подуровням (уровни обозначаются цифрами 1,2,3,4,..., подуровни – буквами s, p, d, f). Число электронов на подуровне обозначается цифрой, которая записывается вверху от буквы, показывающей подуровень (например, p^3).

Простейший атом – атом водорода. Он содержит один электрон, который расположен на s-подуровне 1-го энергетического уровня: $1s^1$. Электронная формула атома гелия (содержит два электрона) выглядит так: $1s^2$. На первом

энергетическом уровне находится только s-орбиталь (число электронов на орбитали – не более двух), поэтому энергетический уровень в атоме гелия является завершённым.

У элементов второго периода электроны заполняют 2-й энергетический уровень, на котором находится не более восьми электронов. Вначале электроны заполняют s-, потом p- подуровень, например, ${}_{3}\text{Li}: 1s^2 2s^1$, ${}_{4}\text{Be}: 1s^2 2s^2$, ${}_{5}\text{B}: 1s^2 2s^2 2p^1$, ${}_{10}\text{Ne}: 1s^2 2s^2 2p^6$ (завершённый второй энергетический уровень).

Порядок заполнения электронами энергетических уровней и подуровней атомов можно представить при помощи следующей схемы:

$1s - 2s - 2p - 3s - 3p - 4s - 3d - 4p - 5s - 4d - 5p - 6s - \dots$

Графические электронные формулы показывают распределение электронов по энергетическим уровням, подуровням и орбиталям. При этом используются следующие обозначения:

□ ↑ ↑↓
 орбиталь электрон пара электронов

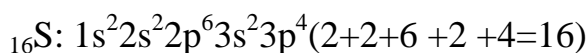
ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Пример 8. Напишите электронную формулу атома серы

Решение:

1. В периодической системе элементов Д.И. Менделеева сера имеет порядковый номер 16, следовательно, электронная оболочка атома содержит 16 электронов.

2. Распределяем 16 электронов атома серы по энергетическим уровням и подуровням, следуя порядку их заполнения и учитывая максимальное число электронов на подуровнях:



Тема 1.3 Химическая связь. Строение вещества

Типы химической связи. Определение типов химической связи и построение схем её образования

По способу образования *химической связи* различают несколько типов связей:

а) **ковалентная связь** существует за счёт одной или нескольких общих электронных пар между атомами, например: $\text{H} - \text{H}$, $\text{O} = \text{O}$;

б) **ионная связь** образуется за счёт электростатического притяжения противоположно заряженных ионов, например: Na^+F^- , K^+NO_3^- . Особенностью соединений с ионной связью является то, что в твёрдом состоянии это кристаллические вещества (в узлах кристаллической решётки находятся противоположно заряженные ионы);

в) **металлическая связь** существует за счёт обобществления подвижных электронов всех атомов металла.

Во всех случаях химическая связь имеет электронную природу.

Для характеристики полярности химической связи используют значения относительных электроотрицательностей атомов. Относительная электроотрицательность характеризует способность атома притягивать электроны. Так, относительная электроотрицательность водорода, равна 2,10; хлора 2,83. Это означает, что связь в молекуле HCl будет полярной, (электроотрицательности различны), причём общая электронная пара смещена в сторону атома с большей электроотрицательностью (хлора), что можно показать при помощи стрелки: $\text{H} \rightarrow \text{Cl}$

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Пример 9. Сера образует химические связи с калием, водородом, бромом и углеродом. Какие из связей наиболее и наименее полярны? Укажите, в сторону какого атома смещается общая электронная пара?

Решение:

1. Используя значения относительных электроотрицательностей атомов, находим разность относительных электроотрицательностей серы и элемента, образующего с ней химическую связь:

а) сера – калий: $2,6 - 0,91 = 1,69$, электронная пара смещена в сторону атома серы;

б) сера – водород: $2,6 - 2,1 = 0,5$, электронная пара смещена в сторону атома серы;

в) сера – бром: $2,6 - 2,74 = - 0,14$, электронная пара смещена в сторону брома;

г) сера – углерод: $2,6 - 2,5 = 0,1$, электронная пара смещена в сторону атома серы.

2. Чем больше по абсолютной величине разность относительных электроотрицательностей, тем более полярна связь. В данном примере наиболее полярной является связь сера – калий, наименее полярной сера – углерод.

РАЗДЕЛ 2. РАСТВОРЫ. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

Тема 2.1 Истинные и коллоидные растворы

Расчёт массовой доли растворённого вещества в растворе, нормальной и молярной концентраций растворов

Растворами называют гомогенные (однородные) системы переменного состава, состоящие из двух или более компонентов. Размеры частиц в растворах составляют менее 10^{-8} см. В зависимости от агрегатного состояния растворы могут быть жидкими, твёрдыми и газообразными.

В каждом растворе должно быть не менее двух компонентов, один из которых называют растворителем, а другие – растворёнными веществами.

Растворитель – это компонент раствора, находящийся в том же агрегатном состоянии, что и раствор. Например, при взаимодействии газообразного оксида серы (IV) и воды (жидкость) образуется жидкий раствор. В этом случае вода – растворитель, оксид серы (IV) – растворённое вещество. Часто растворы образуются веществами, находящимися в одинаковых агрегатных состояниях, например спирт (жидкость) и вода (жидкость). В этом случае растворителем может считаться любой компонент, например, тот, которого в системе больше.

В соответствии с **химической теорией растворов**, разработанной Д.И. Менделеевым, растворение (при получении жидких растворов) – сложный физико-химический процесс, приводящий к образованию соединений (сольватов) между растворителем и растворённым веществом.

Состав растворов обычно выражают в массовых долях растворённого вещества или через молярную концентрацию раствора.

Массовая доля растворённого вещества – это отношение массы данного компонента к массе раствора:

$$\omega(X) = m(X)/m \quad (8)$$

или

$$\omega(X) = m(X) \cdot 100\% / m, \text{ где} \quad (9)$$

$\omega(X)$ – массовая доля растворённого вещества X; $m(X)$ – масса компонента X; Массовая доля – безразмерная величина. Она выражается в долях [формула (8)] или в процентах [формула (9)].

Молярная концентрация – это отношение количества растворённого вещества к объёму раствора:

$$C_M(X) = n(X)/V, \text{ где} \quad (10)$$

$C_M(X)$ – молярная концентрация вещества X; $n(X)$ – количество вещества X; V – объём раствора. Единица СИ молярной концентрации – моль/м³, но наиболее часто используется единица моль/л.

Для обозначения единицы молярной концентрации раствора используется буква М, например: 1М – одномолярный раствор ($c = 1$ моль/л); 0,1 М – децимолярный раствор ($c = 0,1$ моль/л) и т.д.

Молярную концентрацию или молярность (C_M) раствора можно вычислить по формуле:

$$C_M = m/M \cdot V, \quad (11)$$

где m – масса растворённого вещества, г; M – молярная масса растворённого вещества, г/моль; V – объём раствора, л

Молярная концентрация эквивалента (нормальность раствора) показывает число молярных масс эквивалентов растворённого вещества, содержащихся в 1л раствора (моль/л)

Молярную концентрацию эквивалента (моль/л) выражают формулой:

$$C_n = m / V \cdot M_{\text{экв}}, \quad (12)$$

где m – масса растворённого вещества, г; $M_{\text{экв}}$ – молярная масса эквивалента растворённого вещества, г/моль; V – объём раствора, л

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Пример 10. В воде объёмом 220 мл (плотностью 1 г/мл) растворили соль массой 30 г. Рассчитайте массовую долю соли в полученном растворе

Дано: $m(\text{соли}) = 30 \text{ г}$; $V(\text{H}_2\text{O}) = 220 \text{ мл}$; $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл}$

Найти: $\omega(\text{соли})$

Решение:

1. Рассчитаем массу воды, взятой для приготовления раствора:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O}) \cdot \rho(\text{H}_2\text{O}); \quad m(\text{H}_2\text{O}) = 220 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} = 220 \text{ г}$$

2. Вычисляем массу раствора:

$$m = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{соли}); \quad m = (220 + 30) \text{ г} = 250 \text{ г}$$

3. Массовую долю соли в полученном растворе рассчитываем по формуле (8):

$$\omega(\text{соли}) = m(\text{соли}) / m; \quad \omega(\text{соли}) = 30 \text{ г} / 250 \text{ г} = 0,12, \text{ или } 12\%$$

Ответ: массовая доля соли в растворе равна 12%

Пример 11. Требуется приготовить раствор массой 500 г с массовой долей хлорида калия 14%. Рассчитайте массы требуемых хлорида калия и воды

Дано: $m(\text{р-ра}) = 500 \text{ г}$, $\omega(\text{KCl}) = 14\%$

Найти: $m(\text{KCl})$; $m(\text{H}_2\text{O})$

Решение:

1. Вычисляем массу требуемого хлорида калия:

$$m(\text{KCl}) = m \cdot \omega(\text{KCl}) / 100; \quad m(\text{KCl}) = 500 \text{ г} \cdot 14 / 100 = 70 \text{ г}$$

2. Масса воды, требуемая для приготовления раствора, равна:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{KCl}); \quad m(\text{H}_2\text{O}) = (500 - 70) \text{ г} = 430 \text{ г}$$

Ответ: масса хлорида калия равна 70 г, масса воды 430 г

Пример 12. В воде массой 200 г растворили гидроксид калия массой 11,2 г; плотность полученного раствора равна 1,04 г/мл. Рассчитайте молярную концентрацию этого раствора

Дано: $m(\text{H}_2\text{O}) = 200 \text{ г}$; $m(\text{KOH}) = 11,2 \text{ г}$; $\rho = 1,04 \text{ г/мл}$

Найти: $C_M(\text{KOH})$

Решение:

1. Найдём массу полученного раствора:

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{KOH}); \quad m(\text{р-ра}) = (200 + 11,2) = 211,2 \text{ г}$$

2. Определяем количество вещества гидроксида калия:

$$n(\text{KOH}) = m(\text{KOH})/M(\text{KOH}); \quad n(\text{KOH}) = 11,2 \text{ г}/56 \text{ г/ моль} = 0,2 \text{ моль}$$

3. Объём этого раствора составляет:

$$V = m/\rho; \quad V = 211,2 \text{ г}/1,04 \text{ г/мл} = 203 \text{ мл} = 0,203 \text{ л}$$

4. Молярная концентрация раствора KOH равна:

$$C_M(\text{KOH}) = n(\text{KOH})/V; \quad C_M(\text{KOH}) = 0,2 \text{ моль}/0,203 \text{ л} = 0,985 \text{ моль/л}$$

Ответ: молярная концентрация этого раствора равна 0,985 моль/л

Тема 2.2 Электролитическая диссоциация

Реакции ионного обмена

Электролитической диссоциацией называют процесс распада веществ (электролитов) на ионы в водных растворах, например:



Процесс электролитической диссоциации обусловлен взаимодействием растворённых веществ с водой (или другим растворителем); образующиеся ионы – **катионы и анионы** - являются гидратированными, т.е. химически связанными с водой.

К электролитам относятся кислоты, основания, соли. Рассмотрим диссоциацию важнейших классов неорганических соединений.

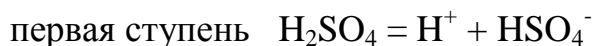
При диссоциации **кислот** всегда образуются ионы водорода H^+ (точнее ионы гидроксония H_3O^+), которые обуславливают важнейшие свойства кислот (кислый вкус, действие на индикаторы, взаимодействие с основаниями):



Других катионов, кроме водорода, при диссоциации кислот не образуется.

Числом ионов водорода, которые образуются при распаде одной молекулы кислоты, определяется **основность** кислоты. Например, HCl – одноосновная кислота, H_2SO_4 – двухосновная кислота.

Двух- и многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато, постепенно отщепляя ионы водорода. Например, в случае серной кислоты:

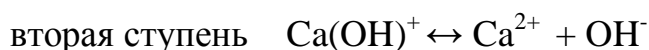
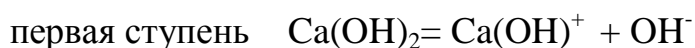


Кислоты диссоциируют в большей степени по первой ступени, чем по второй и последующим.

При диссоциации **оснований** всегда образуются гидроксид – ионы OH^- например: $\text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

Число гидроксид – ионов, которые образуются при распаде одной частицы, определяет **кислотность** основания. Например, NaOH – однокислотное основание, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – двухкислотное, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – трёхкислотное. Двух- и трёхкислотные основания в водных растворах диссоциируют ступенчато, т.е. постепенно отщепляют гидроксид – ионы.

Например, в случае гидроксида кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ диссоциация протекает в две ступени:



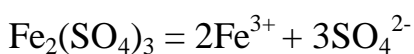
Других анионов, кроме OH^- , при диссоциации оснований не образуется.

При диссоциации **солей** образуются катионы металлов и анионы кислотных остатков, например:



Различают несколько типов солей, важнейшими из которых являются средние, кислые и основные.

Средние соли диссоциируют практически полностью:



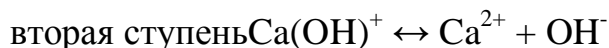
В результате образуются только катионы металла и анионы кислотного остатка.

Диссоциация **кислых солей** протекает ступенчато, как например, в случае гидросульфида калия KHS :



В результате образуются два типа катионов: катионы металла и ионы водорода.

Также ступенчато диссоциируют *основные соли*, например, гидроксохлорид кальция:



Таким образом, при диссоциации основных солей образуются два типа анионов: анионы кислотных остатков и гидроксид – ионы.

Количественной характеристикой электролитической диссоциации является *степень диссоциации* – отношение количества вещества электролита АВ, распавшегося на ионы, $n_d(\text{AB})$ к общему количеству вещества этого электролита в растворе $n(\text{AB})$:

$$\alpha = n_d(\text{AB}) / n(\text{AB}) \quad (13)$$

или

$$\alpha = n_d(\text{AB}) \cdot 100 / n(\text{AB}) \quad (14)$$

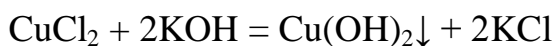
Степень диссоциации – безразмерная величина, её выражают в долях [формула (13)] или в процентах [формула (14)]. При полной диссоциации α равна 1 или 100%. Для неэлектролитов, которые не диссоциируют на ионы, $\alpha = 0$.

В зависимости от степени диссоциации все электролиты подразделяются на слабые и сильные: *слабые электролиты* лишь частично диссоциируют на ионы, *сильные электролиты* – практически полностью.

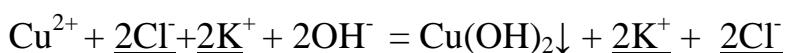
Примеры слабых электролитов: H_2O , HF, H_2S , H_2SO_3 ; сильных: HCl, H_2SO_4 , NaOH, KOH, NaCl, K_2SO_4 .

В водных растворах электролитов химические реакции протекают с участием ионов, такие реакции называются *ионными*, а уравнения этих реакций – *ионными уравнениями*. Например, при взаимодействии раствора хлорида

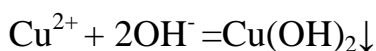
меди (II) с раствором гидроксида калия выпадает осадок гидроксида меди (II):



Записанное уравнение обычно называют уравнением в молекулярной форме. Чтобы изобразить его в ионной форме, надо формулы растворимых сильных электролитов записать в виде тех ионов, на которые они диссоциируют в растворе, а формулы слабых электролитов; веществ, выпавших в осадок, - в исходном виде:



Если в полученном ионном уравнении сократить одинаковое количество одноимённых ионов в правой и левой частях (они подчёркнуты), то получим уравнение реакции в сокращённой ионной форме:



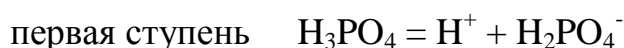
Уравнение реакции в сокращённой ионной форме показывает, что реакция между раствором хлорида меди (II) с раствором гидроксида калия сводится к взаимодействию между ионами меди (II) и гидроксид – ионами с образованием гидроксида меди (II). С точки зрения электролитической диссоциации ионы Cl^- и K^+ не принимают участия в реакции.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Пример 13. Напишите уравнения электролитической диссоциации следующих соединений: ортофосфорной кислоты H_3PO_4 и гидрокарбоната натрия NaHCO_3

Решение:

1. Ортофосфорная кислота является трёхосновной, поэтому её диссоциация будет проходить в три ступени:



2. Кислая соль NaHCO_3 диссоциирует в две ступени:

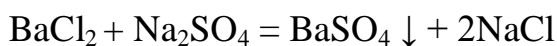




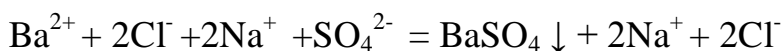
Пример 14. Составьте уравнение реакции между хлоридом бария и сульфатом натрия в молекулярной, ионной и сокращённой ионной формах

Решение:

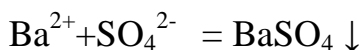
1. Составляем уравнение реакции в молекулярной форме:



2. Вещества BaCl_2 , Na_2SO_4 и NaCl – растворимые в воде соли, которые практически полностью диссоциируют на ионы, поэтому в ионном уравнении эти вещества надо представить в виде ионов, на которые они диссоциируют. Соль BaSO_4 – практически не растворяется в воде, поэтому её формулу оставляем без изменений. Получаем:



3. Исключаем из правой и левой частей одинаковые количества одноимённых ионов и получаем уравнение реакции в сокращённой ионной форме:



Тема 2.3 Гидролиз солей

Гидролизом солей называют реакции обмена между водой и растворёнными в ней солями. В результате протекания процесса гидролиза соли в растворе появляется некоторое избыточное количество ионов H^+ или OH^- , сообщающие раствору кислотные или щелочные свойства. Гидролиз возможен в трёх случаях:

1. Гидролиз соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием, например: соль - ацетат натрия CH_3COONa

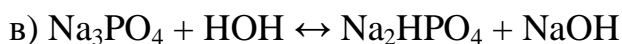
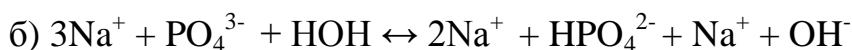
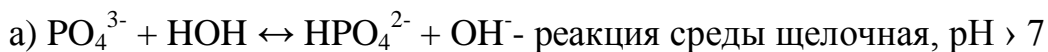
а) $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$ - сокращённое ионное уравнение гидролиза, среда щелочная $\text{pH} > 7$

б) $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ - полное ионное уравнение гидролиза;

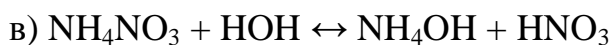
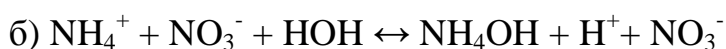
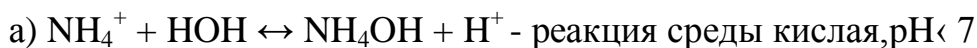
в) $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH}$ – молекулярное уравнение гидролиза.

Продукт гидролиза – слабая кислота, реакция среды щелочная, вследствие повышенной концентрации OH^- ионов.

Если соль образована слабой многоосновной кислотой и сильным основанием, то продуктом гидролиза является кислая соль, точнее, анион кислой соли. Например: соль – фосфат натрия Na_3PO_4

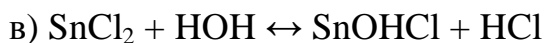
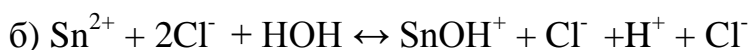
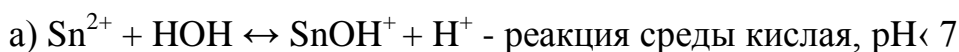


2. Гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, например: соль - нитрат аммония NH_4NO_3



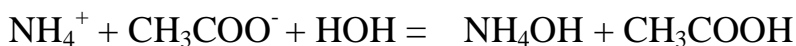
Продуктом гидролиза является слабое основание, реакция среды кислая, обусловленная присутствием свободных H^+

Если соль образована слабым многокислотным основанием и сильной кислотой, то образуется основная соль, точнее катион основной соли. Например: соль – хлорид олова (II) SnCl_2



3. Гидролиз соли, образованной слабым основанием и слабой кислотой.

Соли такого типа легче других подвергаются гидролизу, так как ионы этих солей одновременно связываются обоими ионами воды с образованием двух слабых электролитов. При этом реакция гидролиза может практически идти до конца. Например: соль – ацетат аммония $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$



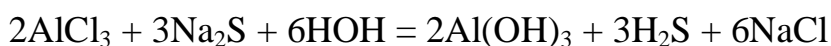
Реакция среды в этом случае определяется соотношением силы образующихся кислоты и основания.

Соли, образованные сильными кислотами и сильными основаниями, например, NaCl, гидролизу не подвергаются.



т.е. никаких новых продуктов не образовалось.

Гидролиз некоторых солей, образованных очень слабыми основаниями и кислотами, является необратимым процессом, например, гидролиз сульфидов и карбонатов ионов алюминия, хрома(III), железа (III). Эти соединения нельзя получить в водном растворе. При взаимодействии солей данных ионов в растворе с сульфидами и карбонатами в осадок выпадают не сульфиды и карбонаты этих катионов, а их гидроксиды, например:



РАЗДЕЛ 3. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

Тема 3.1 Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие

Химическая реакция называется обратимой, если в данных условиях протекает не только прямая реакция (\rightarrow), но также и обратная реакция (\leftarrow), т.е. из исходных веществ образуются продукты и одновременно из продуктов получают реагенты: $aA + bB \leftrightarrow dD + eE$

Обратимые реакции не доходят до конца. Концентрации реагентов уменьшаются, что приводит к уменьшению скорости прямой реакции. Скорость обратной реакции постоянно возрастает, т.к. увеличиваются концентрации продуктов.

Когда скорости прямой и обратной реакций станут одинаковыми, то наступает состояние равновесия, при котором не происходит дальнейшего изменения концентраций реагентов и продуктов.

В состоянии равновесия концентрации реагентов и продуктов постоянны; их называют равновесными концентрациями и обозначают $[A], [B], [D], [E]$.

В состоянии равновесия произведение молярных концентраций продуктов в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам, делённое на такое же произведение молярных концентраций исходных веществ, есть ве-

личина постоянная при $T = \text{const}$. Это отношение обозначают K_c и называют константой равновесия данной реакции: $K_c = [D]^d[E]^e / [A]^a[B]^b$

Полученное выражение носит название закона действующих масс для химического равновесия (К. Гульдберг, П. Вааге, 1867 г.)

Значение K_c характеризует состояние равновесия в данной реакции при $T = \text{const}$ и определяется соотношением концентраций реагентов и продуктов, т.е. величина K_c не зависит от каждой в отдельности равновесной концентрации $[A],[B],[D],[E]$.

Химическое равновесие не означает состояния покоя; прямая и обратная реакция протекают и в состоянии равновесия, но с равной скоростью. Поэтому оно называется подвижным (динамическим) равновесием.

Подвижное химическое равновесие можно нарушить, изменяя условия протекания реакции (температуру, давление, концентрацию). При любом нарушении (сдвиге) химического равновесия система перейдет в другое состояние равновесия.

Направление сдвига химического равновесия определяется принципом ЛеШателье (1884 г.):

Если на систему, находящуюся в равновесии, оказать внешнее воздействие, то в системе произойдет смещение равновесия, которое ослабит эффект внешнего воздействия.

1. *Влияние температуры.* Повышение температуры смещает равновесие обратимой реакции в сторону, идущую с поглощением теплоты (эндотермическое направление), а понижение температуры – в сторону, идущую с выделением теплоты (экзотермическое направление).

2. *Влияние давления.* Изменение давления оказывает влияние только на те системы, где хотя бы одно вещество находится в газообразном состоянии. Увеличение давления в обратимой реакции смещает равновесие в сторону, идущую с уменьшением количества газообразных веществ, т.е. с уменьшением объема, а уменьшение давления – в сторону увеличения количества газообразных веществ, т.е. с увеличением объема.

3. *Влияние концентрации.* При увеличении концентрации одного из газообразных веществ (реагента или продукта), находящегося в равновесной системе, равновесие смещается в сторону расхода данного вещества. При уменьшении концентрации этого вещества равновесие смещается в сторону образования данного вещества. Этот вывод следует из закона действующих масс.

Твёрдые вещества не влияют на состояние равновесия.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Пример 14. Для следующей реакции: $4\text{NH}_{3(\text{r})} + 3\text{O}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{N}_{2(\text{r})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$ Определите, в каком направлении сдвинется состояние равновесия, если произойдёт: а) понижение температуры; б) понижение давления; в) увеличение концентрации N_2

Решение: а) для эндотермической реакции понижение температуры сместит равновесие в сторону реагентов (\leftarrow);

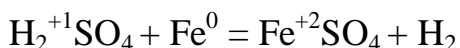
б) понижение давления в обратимой реакции смещает равновесие в направлении увеличения объёма газообразных веществ, т.е. в сторону прямой реакции (\rightarrow);

в) увеличение концентрации N_2 увеличивает скорость обратной реакции и равновесие сместится в сторону обратной реакции (\leftarrow).

Тема 3.2 Окислительно – восстановительные реакции

Типы уравнений окислительно – восстановительных реакций

Окислительно – восстановительными называют реакции, которые протекают с изменением степеней окисления атомов, например:



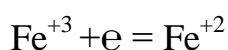
В первом примере степень окисления меняют водород и железо, во втором – железо и йод. Протекание окислительно – восстановительных реакций и, следовательно, изменение степеней окисления атомов обусловлено переходом электронов от одних веществ к другим.

Окисление – это процесс отдачи электронов веществами, например:



При окислении происходит увеличение степени окисления атомов. Вещества, которые в процессе химической реакции отдают электроны, называются **восстановителями**. В приведённых выше примерах металлическое железо и иодид калия являются восстановителями. Таким образом, в ходе О-В реакций восстановители окисляются.

Восстановление – это процесс присоединения веществами электронов: $2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2^0$

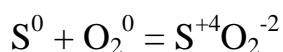


При восстановлении происходит уменьшение степени окисления атомов. Вещества, которые принимают электроны, называются **окислителями**. В приведённых примерах окислителями являются серная кислота (или ион водорода H^+) и хлорид железа (III) (или Fe^{+3}).

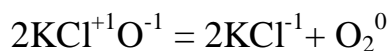
В любой окислительно – восстановительной реакции есть вещества, которые отдают и принимают электроны, т.е. процессы окисления и восстановления всегда сопутствуют друг другу.

Все окислительно – восстановительные реакции подразделяются **на три типа**: межмолекулярные, внутримолекулярные и диспропорционирования.

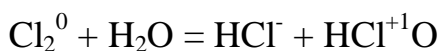
В ходе **межмолекулярных реакций** степень окисления меняют атомы, входящие в состав различных исходных веществ, например:



При **внутримолекулярных** реакциях атомы, меняющие степень окисления, входят в состав одного соединения (иногда это атомы одного элемента в различных степенях окисления), например:



В реакциях **диспропорционирования** атомы одного элемента в определённой степени окисления являются как окислителями, так и восстановителями, например:



Типичными восстановителями являются металлы, водород, бескислородные кислоты HCl, HBr, HI, H₂Si и их соли, соли железа (II) и некоторых других металлов в низких степенях окисления. Типичными окислителями являются галогены, кислород, серная кислота, перманганат калия KMnO₄, дихромат калия K₂Cr₂O₇, хромат калия K₂CrO₄ и многие другие вещества.

Некоторые вещества в зависимости от условий и от тех веществ, с которыми они реагируют, могут проявлять свойства как окислителей, так и восстановителей. Например, пероксид водорода H₂O₂ является сильным окислителем, в то же время может проявлять свойства восстановителя.

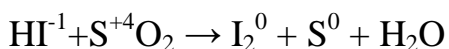
ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Пример 15. Составьте уравнение окислительно – восстановительной реакции, протекающей по схеме: $\text{HI} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{I}_2 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$

Решение:

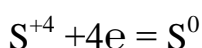
Подбор коэффициентов в уравнениях окислительно – восстановительных реакций проводят, используя *метод электронного баланса*. Этот метод основан на сравнении степеней окисления атомов в исходных и конечных веществах.

Указываем степень окисления тех атомов, которые её меняют:



Степень окисления йода в ходе реакции повышается, серы – понижается. Следовательно, HI является восстановителем, а SO₂ – окислителем

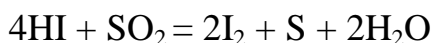
2. Составляем электронные уравнения:



3. Так как число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, принятых окислителем, надо каждое из полученных электронных уравнений умножить на соответствующий коэффициент. В нашем примере первое электронное уравнение умножаем на 2, второе – на 1. Отсю-

да следует, что в уравнении реакции при веществе HI должен быть коэффициент 4, при сере -1.

4. Подставляем найденные коэффициенты в схему реакции:



РАЗДЕЛ 4. ЭНЕРГЕТИКА И КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

Тема 4.1 Энергетика химических процессов

Самопроизвольно могут протекать процессы, сопровождающиеся не только выделением теплоты, но и поглощением теплоты.

Реакция, идущая при данной температуре с выделением теплоты, при другой температуре идёт в обратном направлении, т.е. с поглощением теплоты.

Энтальпия (H), как и внутренняя энергия (U), является функцией состояния, её изменение (ΔH) определяется только начальными и конечными состояниями системы и не зависят от пути перехода. Теплоты химических процессов, протекающих при $p = \text{const}; T = \text{const}$ и $V = \text{const}; T = \text{const}$, называют **тепловыми эффектами**.

При экзотермических реакциях энтальпия системы уменьшается и ($\Delta H < 0$), а при эндотермических реакциях энтальпия системы увеличивается и ($\Delta H > 0$).

В основе термохимических расчётов лежит **закон Гесса (1840 г.)**: «Тепловой эффект реакции зависит только от природы и физического состояния исходных веществ и конечных продуктов, но не зависит от пути перехода». Часто в термохимических расчётах применяют следствие из закона Гесса: «Тепловой эффект реакции ($\Delta H_{x,p}$) равен сумме теплот образования ($\Delta H_{\text{обр}}$) продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ, с учётом коэффициентов перед формулами этих веществ в уравнении реакции»:

$$\Delta H_{x,p} = \sum \Delta H_{\text{прод.}} - \sum \Delta H_{\text{исх.}} \quad (15)$$

Энтропия (S), так же как и внутренняя энергия, энтальпия, является свойством вещества, пропорциональным его количеству. Энтропия отражает дви-

жение частиц вещества и является мерой неупорядоченности системы. Она возрастает с увеличением движения частиц: при нагревании, испарении, плавлении, расширении газа, при ослаблении или разрыве связей между атомами и т.п. Энтропия является функцией состояния, т.е. её изменение (ΔS) зависит от начального (S_1) и конечного (S_2) состояния и не зависит от пути процесса $\Delta S = S_1 - S_2$.

Движущая сила процесса складывается из двух сил: стремление к упорядочению (H) и стремление к беспорядку (TS). При $p = \text{const}$ и $T = \text{const}$ общую движущую силу процесса, которую обозначают ΔG , можно найти из соотношения: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ (16)

Величина G называется изобарно – изотермическим потенциалом или энергией Гиббса. Если $\Delta G < 0$, то процесс принципиально осуществим, если $\Delta G > 0$ – процесс самопроизвольно проходить не может. Чем меньше ΔG , тем сильнее стремление к протеканию данного процесса и тем дальше он от состояния равновесия, при котором $\Delta G = 0$ и $T\Delta S = 0$

Из соотношения $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ видно, что самопроизвольно могут протекать и процессы, для которых $\Delta H > 0$ (эндотермические). Это возможно, когда $\Delta S > 0$, и тогда $\Delta G < 0$. С другой стороны, экзотермические реакции ($\Delta H < 0$) самопроизвольно не протекают, если $\Delta S < 0$, окажется, что $\Delta G > 0$

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

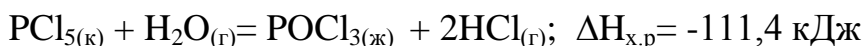
Пример 16. При взаимодействии кристаллов пентахлорида фосфора с парами воды образуются жидкая хлорокись POCl_3 и хлористый водород. Реакция сопровождается выделением 111,4 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение этой реакции

Решение:

1. Уравнение реакции, в которой около символа химических соединений указываются их агрегатные состояния или кристаллическая модификация, а также численное значение тепловых эффектов, называются **термохимическими**. В термохимических уравнениях, если специально не оговорено, указываются значения тепловых эффектов при постоянном давлении Q_p , равные

изменению энтальпии системы ΔH . Значение ΔH приводят обычно в правой части уравнения, отделяя его запятой или точкой с запятой. Приняты следующие сокращённые обозначения агрегатного состояния веществ: г – газообразное, ж – жидкое, к – кристаллическое. Эти символы опускаются, если агрегатное состояние веществ очевидно.

2. Если теплота в результате реакции выделяется, то $\Delta H < 0$. Учитывая сказанное, составляем термохимическое уравнение данной реакции на примере:



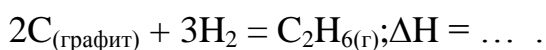
Пример 17. Реакция горения этана выражается термохимическим уравнением: $\text{C}_2\text{H}_{6(\text{г})} + 3,5\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{CO}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}; \Delta H_{\text{х.р}} = -1559,87 \text{ кДж}$

Найти теплоту образования этана

Решение:

Теплотой образования (энтальпией) данного соединения называют тепловой эффект реакции образования одного моля этого соединения из простых веществ, взятых в их устойчивом состоянии при данных условиях.

Так как тепловой эффект с температурой изменяется незначительно, то и здесь и в дальнейшем индексы опускаются и тепловой эффект обозначается через ΔH . Следовательно, нужно вычислить тепловой эффект реакции, термохимическое уравнение которой имеет вид:



исходя из следующих данных:

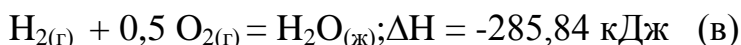
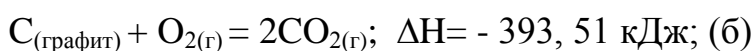
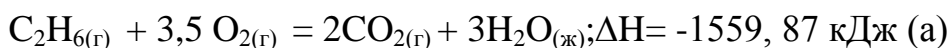
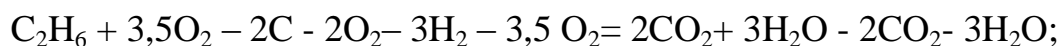


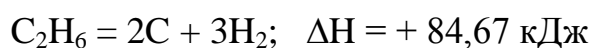
Таблица 1 - Стандартные теплоты (энтальпии) образования ΔH_{298}^0 некоторых веществ

Вещество	Состояние	ΔH^0_{298} кДж/ моль	Вещество	Состояние	ΔH^0_{298} кДж/ моль
CS ₂	г	+115,28	CH ₃ OH	г	-201,17
NO	г	+90,37	C ₂ H ₅ OH	г	-235,31
C ₆ H ₆	г	+82,93	H ₂ O	г	-241,83
C ₂ H ₄	г	+52,28	H ₂ O	ж	-285,84
H ₂ S	г	-20,15	NH ₄ Cl	к	-315,39
NH ₃	г	-46,19	CO ₂	г	-393,51
CH ₄	г	-74,85	Fe ₂ O ₃	к	-822,10
C ₂ H ₆	г	-84,67	Ca(OH) ₂	к	-986,50
HCl	г	-92,31	Al ₂ O ₃	к	-1669,80
CO	г	-110,52			

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



$$\Delta H = -1559,87 + 787,02 + 857,52;$$



Так как теплота образования равна теплоте разложения с обратным знаком, то $\Delta H(C_2H_6)_{обр} = -84,67 \text{ кДж}$

Ответ: Теплота образования этана равна – 84,67 кДж

Таблица 2 - Стандартные абсолютные энтропии ΔS^0_{298} некоторых веществ

Вещество	Состояние	ΔS^0_{298} Дж/моль · К	Вещество	Состояние	ΔS^0_{298} Дж/моль · К
C	алмаз	2,44		г	192,50
C	графит	5,69		г	197,91
S	Ромб.	31,9		г	200,82
FeO	к	54,0		г	205,03
H ₂ O	ж	69,94		г	205,64
NH ₄ Cl	к	94,5		г	210,20
CH ₃ OH	ж	126,8		г	213,65
H ₂	г	130,59		г	219,45
Fe ₂ O ₃	к	146,4		г	222,95

CH ₄	г	186,19		г	240,46
HCl	г	186,68		г	311,66
H ₂ O	г	188,72		г	352,71

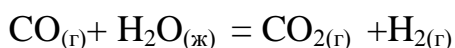
Пример 18. Что имеет большую энтропию: 1 моль кристаллического вещества или 1 моль его паров при той же температуре?

Решение: Энтропия есть мера неупорядоченности состояния вещества. В кристалле частицы (атомы, ионы) имеют упорядоченное расположение и могут находиться лишь в некоторых точках пространства, а для газа таких ограничений нет. 1 моль газа имеет гораздо больший объём, чем 1 моль кристалла, и возможность хаотического движения молекул газа больше. А так как энтропию можно рассматривать как количественную меру хаотичности атомно – молекулярной структуры вещества, то энтропия моля паров вещества больше энтропии моля его кристаллов при одинаковой температуре.

Таблица 3 - Стандартные изобарные потенциалы образования ΔG^0_{298} некоторых веществ

Вещество	Состояние	ΔG^0_{298} кДж/моль	Вещество	Состояние	ΔG^0_{298} кДж/моль
BaCO ₃	к	-1138,8	FeO	к	-244,3
CaCO ₃	к	-1128,37	H ₂ O	ж	-237,19
Fe ₃ O ₄	к	-1014,2	H ₂ O	г	-228,59
BeCO ₃	к	-944,75	CO	г	-137,27
CaO	к	-604,2	CH ₄	г	-50,79
BeO	к	-581,61	NO ₂	г	+51,84
BaO	к	-528,4	NO	г	+86,69
CO ₂	г	-394,38	C ₂ H ₂	г	+209,20

Пример 19. На основании стандартных теплот образования (см. табл.1) и абсолютных стандартных энтропий веществ (см. табл.2) вычислите ΔG^0_{298} реакции, протекающей по уравнению:



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

$$\Delta H_{x,p} = \sum \Delta H_{\text{прод.}} - \sum \Delta H_{\text{исх.}} \Delta S_{x,p} = \sum \Delta S_{\text{прод.}} - \sum \Delta S_{\text{исх.}}$$

$$\Delta H_{x,p} = (-393,51 + 0) - (-110,52 - 285,84) = + 2,85 \text{ кДж}$$

$$\Delta S_{x,p} = (213,65 + 130,59) - (197,91 + 69,94) = + 76,39 = 0,07639 \text{ кДж /град}$$

$$\Delta G^0 = + 2,85 - 298 \cdot (0,07639) = - 19,91 \text{ кДж}$$

Ответ: энергия Гиббса равна -19,91 кДж

Тема 4.2 Химическая кинетика

Кинетика – учение о скорости различных процессов, в том числе химических реакций. Критерием осуществимости реакции является неравенство $\Delta G^0_{p,T} < 0$. Но это неравенство не является ещё полной гарантией фактического течения процесса в данных условиях и не является достаточным для оценки кинетических возможностей реакции. Скорость химических реакций зависит от многих факторов, основные из которых – концентрация (давление) реагентов, температура и действие катализатора. Эти же факторы определяют и достижение равновесия в реагирующей системе.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Пример 20. Во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакции в системе: $2\text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} = 2\text{SO}_{3(g)}$, если объём газовой смеси уменьшить в три раза?

Решение:

1. Обозначим концентрации реагирующих веществ: $[\text{SO}_2] = a, [\text{O}_2] = b, [\text{SO}_3] = c$. Согласно закону действующих масс скорости (V) прямой и обратной реакций до изменения объёма:

$$V_{np} = K a^2 b; \quad V_{обр} = K_1 c^2$$

После уменьшения объёма гомогенной системы в три раза: $[\text{SO}_2] = 3a, [\text{O}_2] = 3b,$

$[\text{SO}_3] = 3c$. При новых концентрациях скорости прямой и обратной реакции:

$$V_{np}^I = K(3a)^2(3b) = 27K a^2 b;$$

$$V_{обр}^I = K_1(3c)^2 = 99K_1 c^2$$

$$\text{Отсюда } V_{np}^I / V_{обр}^I = 27K a^2 b / K_1 c^2 = 9$$

Следовательно, скорость прямой реакции увеличилась в 27 раз, а обратной – только в 9 раз. Равновесие системы сместилось в сторону образования оксида серы (VI)

Пример 21. Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры от 30 до 70⁰С, если температурный коэффициент реакции равен 2

Решение:

1. Зависимость скорости химической реакции от температуры определяется эмпирическим правилом Вант – Гоффа по формуле:

$$V_{t2} = V_{t1} \cdot \gamma^{t2-t1/10}$$

$$V_{t2} = V_{t1} \cdot 2^4 = 16 \cdot V_{t1}$$

Следовательно, скорость реакции (V_{t2}), протекающей при температуре 70⁰С, увеличилась по сравнению со скоростью реакции (V_{t1}), протекающей при температуре 30⁰С, в 16 раз

РАЗДЕЛ 5. ОСНОВЫ ЭЛЕКТРОХИМИИ

Тема 5.1 Электрохимические процессы

Гальванические элементы

Устройства, в которых энергия химической реакции выделяется в виде электрической, называют гальваническими элементами.

Если оба металла (электроды) в гальваническом элементе соединены металлическим проводником (электронная проводимость), то в результате электрической проводимости растворов электролитов (ионная проводимость) получается замкнутая электрическая цепь. Электроны будут перемещаться от металла с меньшим значением E^0 к металлу с большим значением E^0 через внешний участок цепи, а в растворе электролитов катионы будут двигаться к металлу и разряжаться под действием имеющихся на нём электронов. Результатом этого процесса является возникновение в цепи электрического тока в гальваническом элементе.

Отрицательным полюсом гальванического элемента является металл (т. е. металл, алгебраическое значение стандартного электродного потенциа-

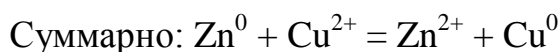
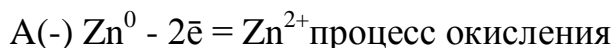
ла которого меньше), на котором протекает процесс окисления и имеется избыток электронов. Напряжение гальванического элемента тем выше, чем больше отличаются между собою значения стандартных электродных потенциалов металлов.

Катодом (К) принято называть электрод, на котором протекает процесс восстановления, а анодом (А) – электрод, на котором происходит процесс окисления. Электродвижущая сила (Э.Д.С.) гальванического элемента равна разности электродных потенциалов $E_{\text{катод}} - E_{\text{анод}}$. В гальваническом элементе Даниэля – Якоби

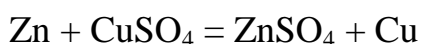


стандартные электродные потенциалы $E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В}$; $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,34 \text{ В}$; катод (К) – медь; анод (А) – цинк. Э.Д.С. = $(+0,34) - (-0,76) = 1,1 \text{ В}$.

Электронные уравнения:



Молекулярное уравнение:



При работе гальванического элемента концентрация ионов цинка в растворе возрастает, а концентрация ионов меди Cu^{2+} в растворе уменьшается, что приводит к уменьшению Э.Д.С. гальванического элемента.

Электрические аккумуляторы – это гальванические элементы, работающие на основе обратимых процессов, и поэтому они могут использоваться многократно, накапливая и отдавая электрическую энергию. Электроды аккумулятора поляризуются путём зарядки при подводе электроэнергии извне, после чего они приобретают различные потенциалы, которые уменьшаются при работе аккумуляторов (разрядка). Наиболее широкое применение имеют свинцовый $\text{Pb|H}_2\text{SO}_4\parallel\text{PbO}_2|\text{Pb}$ и кадмий-никелевый $\text{Cd|KOH}\parallel\text{NiOOH}\parallel\text{Ni}$ аккумуляторы. В железо-никелевом аккумуляторе вместо электрода кадмия используется железный электрод.

Исходя из значений стандартных электродных потенциалов E^0 , по уравнению электродного потенциала В. Нернста можно рассчитать электродный потенциал системы, отличающийся от стандартных условий:

$$E = E^0 + RT/ZF \ln \alpha, \text{ где} \quad (1)$$

R – универсальная газовая постоянная, равная 8,3144 Дж/(моль · К);

T – термодинамическая температура, К;

Z – заряд иона;

F – постоянная М. Фарадея, равная 96500 Кл/моль;

α – активность ионов в растворе электролита, моль/л.

При переходе к десятичным логарифмам и при 20⁰С для разбавленных растворов электролитов вместо коэффициента активности α используют значение концентрации c , моль/л:

$$E = E^0 + 0,058/Z \lg c$$

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Пример 22. Напишите уравнения анодного и катодного процессов, суммарные ионно-молекулярное и молекулярное уравнения этих процессов, протекающих в гальваническом элементе, схема которого:



(0,001 М) (1 М)

(В скобках приведены молярные концентрации растворов соответствующих солей.) Вычислите величину электродвижущей силы (ЭДС) гальванического элемента

Решение: Рассчитаем величины электродных потенциалов по уравнению Нернста:

$$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = E^0_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} + 0,059/n \lg c_{\text{Me}^{n+}}, \text{ где}$$

(2)

$E^0_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}$ – электродный потенциал;

$$E^0_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0,25 \text{ В}; E^0_{\text{Co}^{2+}/\text{Co}} = -0,28 \text{ В}$$

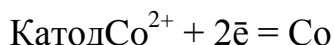
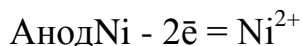
$$E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0,25 + (0,059/2) \cdot \lg 0,001 = -0,25 + (0,059/2) \cdot (-3) = -0,34 \text{ В}$$

$$E_{\text{Co}^{2+}/\text{Co}} = -0,28 + (0,059/2) \cdot \lg 1 = -0,28 + (0,059/2) \cdot 0 = -0,28 \text{ В}$$

На электроде, имеющем меньший потенциал, происходит отдача электронов, т. е. окисление. Этот электрод называется анодом. Поскольку $E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} < E_{\text{Co}^{2+}/\text{Co}}$, анодом является никелевый электрод.

На электроде, имеющем больший потенциал, происходит принятие электронов, т. е. восстановление. Этот электрод называется катодом. Им является кобальтовый электрод.

Процессы, протекающие в гальваническом элементе:

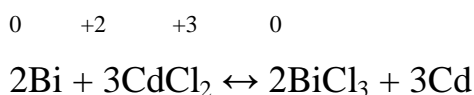


$$\text{ЭДС} = E_{(\text{к})} - E_{(\text{а})} = -0,28 - (-0,34) = 0,06 \text{ В}$$

Пример 23. В каком направлении может самопроизвольно протекать реакция: $2\text{Bi} + 3\text{CdCl}_2 \leftrightarrow 2\text{BiCl}_3 + 3\text{Cd}$

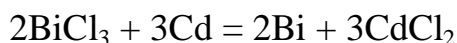
Составьте схему гальванического элемента, в котором протекает эта реакция. Напишите уравнения анодного и катодного процессов, а также суммарное ионно-молекулярное уравнение. Определите ЭДС при концентрациях потенциалобразующих ионов в анодном и катодном пространстве, равных 1 моль/л.

Решение: Окислительно-восстановительная реакция возможна, если потенциал предполагаемого окислителя больше потенциала предполагаемого восстановителя: $E_{\text{ок}} > E_{\text{восст}}$. Для прямой реакции



Окислителем должен являться ион Cd^{2+} , а восстановителем – металлический висмут Bi . Однако соотношение их электродных потенциалов: $E_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}}^0 = -0,40 \text{ В} < E_{\text{Bi}^{3+}/\text{Bi}}^0 = +0,22 \text{ В}$, т. е. электродный потенциал предполагаемого окислителя оказывается меньше потенциала предполагаемого восстановителя: $E_{\text{ок}} < E_{\text{восст}}$. Прямая реакция невозможна.

Для обратной реакции окислителем оказывается ион Bi^{3+} , восстановителем – металлический кадмий Cd , т. е. $E_{\text{ок}} > E_{\text{восст}}$. Возможно самопроизвольное протекание обратной реакции



В гальваническом элементе на аноде (Cd) протекает процесс окисления кадмия, а на катоде (Bi) – процесс восстановления ионов Bi^{3+} :

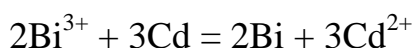
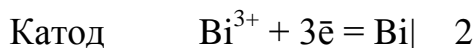
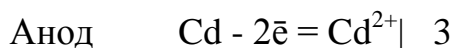
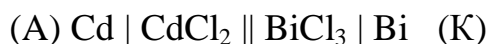


Схема гальванического элемента:



$$\text{ЭДС} = E_{(\text{к})} - E_{(\text{а})} = E_{\text{Bi}^{3+}/\text{Bi}}^0 - E_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}}^0 = -0,22 - (-0,40) = 0,62 \text{ В}$$

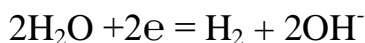
Тема 5.2 Электролиз

Электролиз – это окислительно – восстановительный процесс, протекающий на электродах при пропускании постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита.

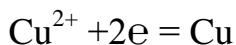
На катоде (отрицательном электроде) происходит процесс восстановления, а на аноде (положительном электроде) – процесс окисления.

Катодные процессы при электролизе разбавленных водных растворов будут определяться электродным потенциалом катиона, который необходимо сравнивать с потенциалом восстановления ионов водорода из воды (-0,41В).

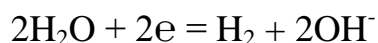
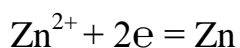
1) Если в растворе содержатся ионы металлов, у которых $E^0 < -1,18\text{В}$ (например, ионы K^+ , Ca^{2+} , Al^{3+}), то будут восстанавливаться молекулы воды:



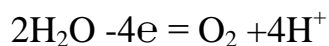
2) Если в растворе содержатся ионы металлов с $E^0 \geq 0$ (Cu^{2+} , Ag^+ и т.п.), то они легко восстанавливаются, например:



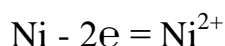
3) В растворе, содержащем ионы металлов с $-1,18\text{В} \leq E^0 < 0$ (например, Zn^{2+} , Fe^{2+}), при электролизе протекают одновременно два процесса – восстановление катиона металла и молекул воды:



Анодные процессы на инертных анодах будут определяться соотношением потенциалов разрядки анионов соли и воды: прежде всего окисляются бескислородные анионы: I^- , Br^- , Cl^- , S^{2-} , CN^- ; если же раствор содержит кислородсодержащие анионы: F^- , SO_4^{2-} , NO_3^- , CO_3^{2-} то на аноде окисляются молекулы воды:



При электролизе с растворимыми электродами на аноде окисляется металл, например, в случае никелевого анода:



Инертный анод – анод из графита, угля, платины, т.е. сам не окисляется при электролизе.

Активный (растворимый) анод - изготовленный из меди, цинка, никеля, железа и т.п., в процессе электролиза окисляется.

Масса m выделившегося на электроде вещества может быть рассчитана по формуле:

$$m = I \cdot t \cdot \mathcal{E} / F \quad (17)$$

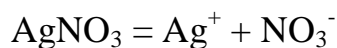
где I – сила тока, А; t – время пропускания тока через электролит, с; \mathcal{E} – эквивалент вещества, г/моль; F – постоянная Фарадея, равная 96500 Кл/моль.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

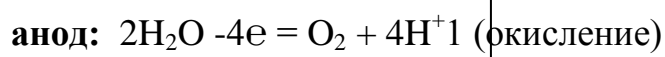
Пример 24. Написать уравнение электролиза раствора нитрата серебра на инертном аноде. Рассчитать массу серебра, выделившегося на катоде, если продолжительность процесса 2 часа, сила тока 5 А

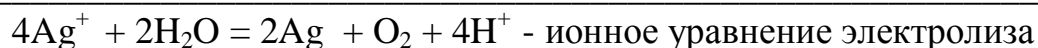
Решение:

1. Электролиз раствора AgNO_3 на угольных электродах:



$$E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = 0,8\text{В} > -0,41\text{В};$$





2. $4\text{AgNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{Ag} + \text{O}_2 + 4\text{HNO}_3$ – молекулярное уравнение электролиза.

$$m(\text{Ag}) = 5 \cdot 7200 \cdot 108 / 96500 = 41 \text{ г}; \quad \mathcal{E}(\text{Ag}) = 108 \text{ г/моль}$$

Ответ: масса серебра, выделившегося на катоде равна 41 г

Пример 25. Написать уравнение электролиза раствора хлорида калия на угольных электродах. Рассчитать массу гидроксида калия КОН, образовавшегося на катоде, если продолжительность процесса 1 час, сила тока 3 А

Решение:

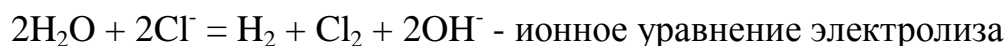
1. Электролиз раствора KCl на угольных электродах:



$$E_{\text{K}^+/\text{K}}^0 = -2,92 \text{ В} < -0,41 \text{ В};$$

катод: $2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ (восстановление)

анод: $2\text{Cl}^- - 2e = \text{Cl}_2$ (окисление)



2. $2\text{KCl} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH} + \text{H}_2 + \text{Cl}_2$ – молекулярное уравнение электролиза

$$m(\text{KOH}) = 3 \cdot 56 \cdot 3600 / 96500 = 7 \text{ г}$$

Ответ: масса гидроксида калия, выделившегося на катоде, равна 7 г

Пример 26. Написать уравнение электролиза раствора хлорида меди (II) CuCl_2 с использованием медного анода. Рассчитать массу меди и объём хлора при (н.у.), выделившегося при электролизе. Продолжительность процесса 45 минут, сила тока 2 А

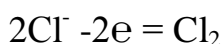
Решение:

1. Электролиз раствора CuCl_2 с использованием Cu – анода



катод: $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$ (восстановление)

анод: $\text{Cu} - 2e = \text{Cu}^{2+}$ (окисление)



$$E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = 0,34 \text{ В} < E_{2\text{Cl}^-/2\text{Cl}_2}^0 = 1,36 \text{ В}$$

2. Суммарное уравнение электролиза с растворимым анодом написать нельзя

$$m = 2700 \cdot 3 \cdot 68 / 96500 = 6 \text{ г}$$

Ответ: масса меди равна 6 г

Пример 27. Написать уравнение электролиза расплава хлорида натрия с инертными электродами

Решение:

1. $\text{NaCl} = \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ (диссоциация электролита в расплаве)

катод: $\text{Na}^+ + e = \text{Na}$ (восстановление) 2

анод: $2\text{Cl}^- - 2e = \text{Cl}_2$ (окисление) 1

2. $2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^- \rightarrow 2\text{Na} + \text{Cl}_2$ – полное ионное уравнение электролиза

$2\text{NaCl} = 2\text{Na} + \text{Cl}_2$ – молекулярное уравнение электролиза.

6 ЗАДАНИЯ И ЗАДАЧИ К КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЕ

1. Рассчитайте количество вещества кальция в образце кальция массой 8 г.

2. Количество вещества сульфата магния, взятого для проведения опыта, равно 1,2 моль. Рассчитайте массу этого вещества.

3. Образец вещества массой 6,6 г содержит $9,03 \cdot 10^{22}$ молекул. Определите молярную массу этого вещества.

4. Масса образца сероводорода равна 0,85 г. Вычислите число молекул сероводорода в данном образце.
5. Определите количество вещества сульфата калия, если его масса 34,8 г.
6. Рассчитайте количество вещества: а) углерода массой 48 г; б) кислорода массой 96 г; в) меди массой 192 г; г) фосфора массой 93 г.
7. Определите массу: а) 0,2 моль гидроксида кальция; б) 4 моль хлороводорода; в) 10 моль азотной кислоты.
8. Сколько молекул содержится: а) в оксиде натрия массой 124 кг; б) в оксиде меди (I) массой 0,6 т; в) в карбонате натрия массой 212 кг?
9. Вычислите объём, занимаемый при нормальных условиях: а) 21 г углекислого газа; б) 24 г метана; в) 95 г фтора; г) 80 г кислорода.
10. Какой объём занимают при нормальных условиях 10^{24} молекул хлороводорода, кислорода, азота, водорода?
11. Вычислите массовую долю кислорода (%) в следующих соединениях: а) фосфорной кислоте; б) оксиде алюминия; в) гидроксиде кальция; г) сульфате железа (III).
12. Определите массовую долю азота(%) в: а) аммиаке; б) оксиде азота (V), в) сульфате аммония.
13. Вычислите массовую долю каждого элемента (%) в следующих веществах: а) гидроксид бария; б) оксид углерода (II); в) гидрокарбонат натрия; г) сульфат железа (III); д) пиррофосфорная кислота.
14. Выведите формулу минерала, содержащего оксид цинка (массовая доля 73 %), оксид кремния (27 %).
15. Выведите простейшую формулу вещества, содержащего: натрий (массовая доля 43,2 %), углерод (11,3 %), кислород (45,5 %).
16. Найдите простейшую формулу гипосульфита натрия, если состав этого соединения следующий: натрия (массовая доля 29,1 %), серы (40,5 %), кислорода (30,4 %).

17. Сколько граммов оксида алюминия образуется при окислении: а) алюминия массой 8,1 г; б) алюминия количеством вещества 9 моль.
18. Сколько граммов кислорода требуется для полного сжигания следующих веществ массой 20 г: а) этана C_2H_6 ; б) этилена C_2H_4 ; в) ацетилена C_2H_2 ?
19. Сколько граммов хлорида калия получится при взаимодействии гидроксида калия массой 12 г с соляной кислотой?
20. Найти объём углекислого газа, который образуется при взаимодействии углерода массой 12 г с кислородом объёмом 44,8 л (н.у.)? Избыток какого вещества и в каком количестве останется после реакции?
21. Сколько литров водорода (н.у.) выделится при взаимодействии железа массой 1,4 г с хлороводородной кислотой?
22. Сколько литров углекислого газа (н.у.) надо пропустить в раствор гидроксида кальция, чтобы получить: а) карбонат кальция количеством вещества 5 моль; б) карбонат кальция массой 300 г; в) карбонат кальция массой 2 т?
23. Сколько граммов и какого вещества останется в избытке в результате реакции между оксидом магния массой 8 г и серной кислотой массой 20 г?
24. В раствор, содержащий сульфат меди (II) массой 44,8 г, внесли цинк массой 15,6 г. Рассчитайте массу меди, которая может быть выделена при этом из раствора.
25. Вычислите массу цинка, который надо растворить в серной кислоте, чтобы получить водород, необходимый для восстановления оксида меди (II) массой 28,8 г. Учтите, что водород нужен для реакции в двукратном избытке.
26. В соляной кислоте растворили магний массой 3 г и цинк массой 4 г. Определите объём водорода (н.у.), который выделится при этом.
27. Железо массой 6,72 г сожгли в хлоре. Рассчитайте массу образовавшегося при этом хлорида железа (III) и массу хлора, прореагировавшего с железом.
28. При окислении оксида серы (IV) кислородом получен оксид серы (VI) массой 12,8 г. Массовая доля выхода продукта составила 60 %. Рассчитайте массу оксида серы (IV), который был взят для реакции.

- 29.** Составьте электронные и электронографические формулы атомов элементов с порядковыми номерами 45 и 53. Какие электроны этих атомов являются валентными?
- 30.** Составьте электронные и электронографические формулы атомов элементов с порядковыми номерами 17 и 29. У последнего происходит провал одного 4s- электрона на 3d- подуровень. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?
- 31.** Составьте электронные и электронографические формулы атомов элементов с порядковыми номерами 15 и 30. Какие электроны этих атомов являются валентными?
- 32.** Напишите электронные и электронографические формулы атомов элементов с порядковыми номерами 9 и 28. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?
- 33.** Напишите электронные и электронографические формулы атомов фосфора и ванадия. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?
- 34.** Напишите электронные и электронографические формулы атомов марганца и селена. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?
- 35.** Составьте электронные и электронографические формулы атомов элементов с порядковыми номерами 21 и 23. Сколько свободных 3d- орбиталей в атомах этих элементов?
- 36.** В чём заключается принцип несовместимости Паули? Может ли быть на подуровне атома p^7 и d^{12} - электронов? Почему? Составьте электронную формулу атома элемента с порядковым номером 22 и укажите его валентные электроны.
- 37.** Исходя из положения германия, натрия и селена в периодической системе составьте формулы следующих соединений: оксидов, гидроксидов данных элементов, отвечающих высшей степени окисления.

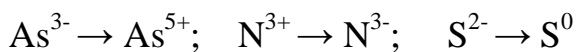
- 38.** Что такое электроотрицательность? Как изменяется электроотрицательность элементов в периоде, группе периодической системы с увеличением порядкового номера?
- 39.** Составьте формулы оксидов и гидроксидов элементов третьего периода периодической системы, отвечающих их высшей степени окисления. Как изменяется химический характер этих соединений при переходе от натрия к хлору?
- 40.** Какую низшую степень окисления проявляет хлор, сера, азот и углерод? Почему? Составьте формулы соединений алюминия с данными элементами в этой степени окисления. Как называются соответствующие соединения?
- 41.** Какой из элементов IV периода – ванадий или мышьяк – обладает более выраженными металлическими свойствами? Какой из этих элементов образует газообразное соединение с водородом? Ответ мотивируйте, исходя из строения атомов данных элементов.
- 42.** Исходя из положения металла в периодической системе, дайте мотивированный ответ на вопрос: какой из двух гидроксидов более сильное основание: а) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ или $\text{Ca}(\text{OH})_2$; б) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ или $\text{Fe}(\text{OH})_2$; в) $\text{Cd}(\text{OH})_2$ или $\text{Sr}(\text{OH})_2$?
- 43.** У какого элемента IV периода – хрома или селена – сильнее выражены металлические свойства? Какой из этих элементов образует газообразное соединение с водородом? Ответ мотивируйте, исходя из строения атомов хрома и селена.
- 44.** Какую низшую и высшую степень окисления проявляют кремний, мышьяк, селен и хлор? Почему? Составьте формулы соединений данных элементов, отвечающих этим степеням окисления.
- 45.** Какова современная формулировка периодического закона? Объясните, почему в периодической системе элементов аргон, кобальт, теллур и торий помещены соответственно перед калием, никелем, йодом и протактинием, хотя и имеют большую относительную атомную массу?

- 46.** Почему марганец проявляет металлические свойства, а хлор – неметаллические? Ответ мотивируйте строением атомов этих элементов. Напишите формулы оксидов и гидроксидов хлора и марганца.
- 47.** Какую низшую степень окисления проявляют водород, фтор, сера и азот? Почему? Составьте формулы соединений данных элементов, отвечающих этим степеням окисления.
- 48.** Какую низшую и высшую степень окисления проявляют углерод, фосфор, сера и хлор? Почему? Составьте формулы соединений данных элементов, отвечающих этим степеням окисления.
- 49.** Какую высшую степень окисления могут проявлять германий, ванадий, марганец и ксенон? Почему? Составьте формулы оксидов данных элементов, отвечающих этой степени окисления.
- 50.** Какая ковалентная связь называется неполярной и какая полярной? Что служит количественной мерой полярности ковалентной связи? Составьте электронные схемы образования молекул: S_2 , N_2 , Br_2 , H_2O , HCl . Какие из них являются диполями?
- 51.** Какая ковалентная связь называется неполярной и полярной? Приведите примеры. Что является количественной мерой полярности ковалентной связи? Исходя из закономерностей изменения электроотрицательности элементов в периодической системе, определите знак избыточного заряда вблизи ядра каждого атома в связях: $H - Cl$, $H - Br$, $H - F$, $H - H$, $Cl - Cl$, $Br - Br$, $Cl - Br$, $Cl - F$, $Br - F$.
- 52.** Какой способ образования ковалентной связи является донорно – акцепторным? Какие связи имеются в ионах NH_4^+ , BF_4^- ? Укажите донор и акцептор.
- 53.** Составьте электронные схемы строения молекул Br_2 , O_2 , H_2Se , CCl_4 . В каких молекулах ковалентная связь является полярной?
- 54.** Какая химическая связь называется водородной? Между молекулами каких веществ она образуется? Почему H_2O и NF_3 , имея меньший молекулярный вес, плавятся и кипят при более высоких температурах, чем аналоги.

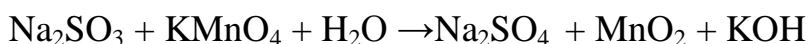
- 55.** Какая химическая связь называется ионной? Каков механизм её образования? Какие свойства ионной связи отличают её от ковалентной? Приведите два примера типичных ионных соединений.
- 56.** Какие кристаллические структуры называются ионными, молекулярными и металлическими? Кристаллы каких веществ (алмаз, хлорид натрия, диоксид углерода, цинк) имеют указанные структуры?
- 57.** Сколько неспаренных электронов имеет атом хлора в нормальном и возбуждённом состояниях? Распределите эти электроны по квантовым ячейкам. Чему равна валентность хлора, обусловленная неспаренными электронами?
- 58.** Распределите электроны атома серы по квантовым ячейкам. Сколько неспаренных электронов имеют её атомы в нормальном и возбуждённом состояниях? Чему равна валентность серы, обусловленная неспаренными электронами?
- 59.** Что следует понимать под степенью окисления атома? Определите степень окисления атома углерода и его валентность, обусловленную числом неспаренных электронов в соединениях CH_4 , C_3H_8 , CH_3OH , HCOOH , CO_2 , CH_3COH .
- 60.** Изобразите электронными уравнениями процессы образования из атомов следующих соединений с ионной связью: сульфида магния, иодида цинка, оксида свинца (IV), хлорида алюминия.
- 61.** Определите тип химической связи и покажите схемы её образования в молекулах перечисленных соединений: SiCl_4 , F_2O , PCl_3 , C_2H_2 , C_2H_4 .
- 62.** Как и почему изменяется полярность связей в ряду: $\text{Cl} - \text{Cl}$, $\text{S} - \text{Cl}$, $\text{Si} - \text{Cl}$, $\text{Na} - \text{Cl}$? Какую химическую связь называют ионной? Каковы условия и механизм её образования? Какими свойствами, в отличие от ковалентной, обладает ионная связь?
- 63.** Что следует понимать под степенью окисления атома? Укажите степень окисления каждого атома в молекулах: F_2 , H_2O , N_2 , PH_3 , H_2Se , NH_4NO_3 .
- 64.** Определите степень окисления: а) фосфора в ортофосфорной кислоте, дигидрофосфате кальция, оксиде фосфора (III), фосфиде магния; б) меди в ок-

сиде меди (I), нитрате меди (II), хлориде меди (I); в) серы в сульфите калия, гидросульфиде магния, сульфиде железа (II); г) ртути в оксиде ртути (II), хлориде ртути (II), нитрате ртути (I).

65. Составьте электронные уравнения и укажите, какой процесс – окисление или восстановление – происходит при следующих превращениях:



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

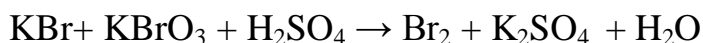


Определите тип окислительно – восстановительной реакции.

66. Исходя из степени окисления фосфора в соединениях: PH_3 , H_3PO_4 , H_3PO_3 , определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом электронного баланса, идущей по схеме: $\text{PbS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

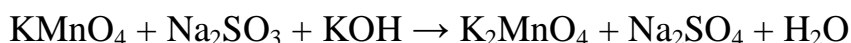
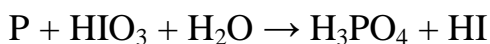
Определите тип окислительно – восстановительной реакции.

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



Определите тип окислительно – восстановительной реакции.

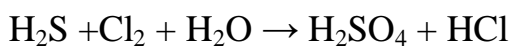
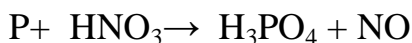
68. Реакции выражаются схемами:



Составьте электронные уравнения реакции методом электронного баланса. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Для каждой реакции ука-

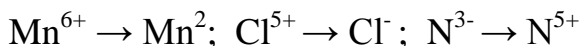
жите, какое вещество является окислителем, какое - восстановителем; какое вещество окисляется, какое – восстанавливается. Определите тип окислительно – восстановительной реакции.

69. Реакции выражаются схемами:

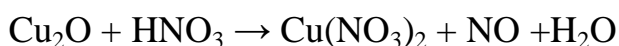


Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций методом электронного баланса. Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое восстановителем; какое вещество окисляется, какое – восстанавливается. Определите тип окислительно – восстановительных реакций.

70. Составьте электронные уравнения и укажите, какой процесс – окисление или восстановление – происходит при следующих превращениях:

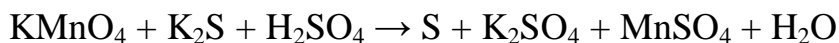
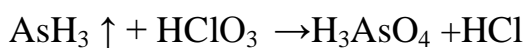


На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом электронного баланса, идущей по схеме:



Определите тип окислительно – восстановительной реакции.

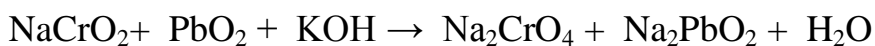
71. Реакции выражаются схемами:



Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций методом электронного баланса. Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое - восстановителем; какое вещество окисляется, какое – восстанавливается. Определите тип окислительно – восстановительных реакций.

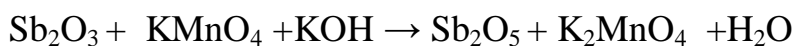
72. Исходя из степени окисления хрома, йода и серы в соединениях: $K_2Cr_2O_7$, KI и H_2SO_3 определите, какое вещество из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему? На основании электронных уравнений

расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом электронного баланса, идущей по схеме:



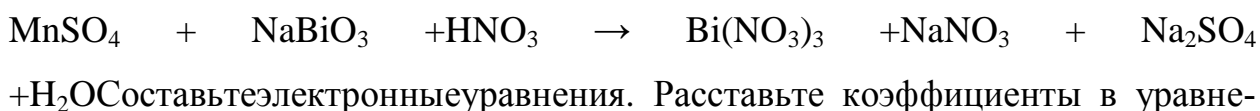
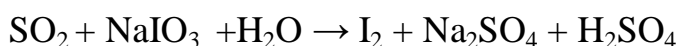
Определите тип окислительно – восстановительной реакции.

73. Реакции выражаются схемами:



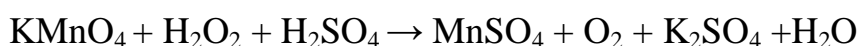
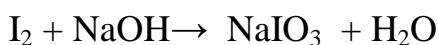
Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций методом электронного баланса. Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое – восстановителем; какое вещество окисляется, какое – восстанавливается. Определите тип окислительно – восстановительных реакций.

74. Реакции выражаются схемами:



Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций методом электронного баланса. Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое – восстановителем; какое вещество окисляется, какое – восстанавливается. Определите тип окислительно – восстановительных реакций.

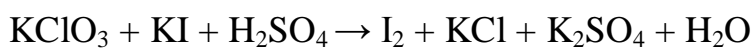
75. Реакции выражаются схемами:



Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций методом электронного баланса. Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое – восстановителем; какое вещество окисляется, какое – восстанавливается. Определите тип окислительно – восстановительных реакций.

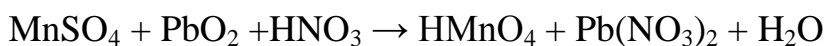
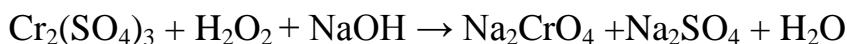
76. Реакции выражаются схемами:





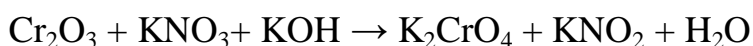
Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций методом электронного баланса. Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое - восстановителем; какое вещество окисляется, какое – восстанавливается. Определите тип окислительно – восстановительных реакций.

77. Реакции выражаются схемами:



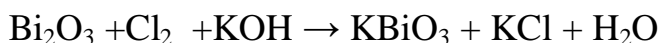
Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций методом электронного баланса. Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое - восстановителем; какое вещество окисляется, какое – восстанавливается. Определите тип окислительно – восстановительных реакций.

78. Реакции выражаются схемами:



Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций методом электронного баланса. Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое - восстановителем; какое вещество окисляется, какое – восстанавливается. Определите тип окислительно – восстановительных реакций.

79. Реакции выражаются схемами:



Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций методом электронного баланса. Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое - восстановителем; какое вещество окисляется, какое – восстанавливается. Определите тип окислительно – восстановительных реакций.

- 80.** Определите массовую долю (в %) хлорида натрия в растворе, полученном при растворении хлорида натрия массой 200 г в воде объёмом 400 мл.
- 81.** Сколько граммов гидроксида калия содержится в растворе объёмом 300 мл с массовой долей KOH 20%, плотность которого равна 1,09 г/см³?
- 82.** К 250 мл раствора серной кислоты (плотность 1,066 г/см³) с массовой долей H₂SO₄ 10% прилили 500 мл воды. Определите массовую долю (в %) H₂SO₄ в полученном растворе.
- 83.** Сколько миллилитров азотной кислоты с массовой долей HNO₃ 20% и плотностью 1,115 г/см³ потребуется для нейтрализации раствора, содержащего KOH массой 2,8 г?
- 84.** Определите молярную концентрацию раствора фосфорной кислоты, в 400 мл которого содержится H₃PO₄ массой 4,9 г.
- 85.** Сколько граммов карбоната натрия содержится в 0,2М растворе объёмом 300 мл?
- 86.** Сколько мл концентрированной серной кислоты плотностью 1,84 г/см³ с массовой долей H₂SO₄ 98% нужно взять для приготовления 3М раствора объёмом 500 мл?
- 87.** На реакцию с карбонатом натрия массой 0,44 г расходуется раствор серной кислоты объёмом 12 мл. Вычислите молярную концентрацию раствора серной кислоты.
- 88.** Раствор гидроксида калия объёмом 1 л с массовой долей KOH 10% (плотностью 1,05 г/см³) смешали с раствором соляной кислоты объёмом 0,5 л с массовой долей HCl 10% (плотностью 1,05 г/см³). Определите массовую долю соли в полученном растворе.
- 89.** Вычислите массу осадка, образовавшегося при добавлении к раствору сульфата натрия раствора хлорида бария объёмом 10 мл с массовой долей BaCl₂ 12,8%.
- 90.** Определите нормальную концентрацию соляной кислоты с массовой долей HCl 38% и плотностью 1,19 г/см³.

- 91.** Вычислите молярную концентрацию раствора азотной кислоты с массовой долей HNO_3 40% и плотностью $1,25 \text{ г/см}^3$.
- 92.** Определите, какая масса серной кислоты содержится в растворе объёмом 0,3 л, если молярная концентрация эквивалента кислоты равна 0,25 моль/л.
- 93.** Сколько воды надо добавить к 0,5М раствору H_2SO_4 объёмом 200 мл, чтобы получить 0,2М раствор?
- 94.** Определите, чему равна молярная концентрация эквивалента гидроксида калия, если массовая доля KOH составляет 28%.
- 95.** Определите, какая масса ортофосфорной кислоты содержится в растворе объёмом 1,5 л, если молярная концентрация эквивалента кислоты равна 0,35 моль/л.
- 96.** Сколько хлорида магния содержится в 600 мл раствора с массовой долей MgCl_2 10% (плотностью $1,06 \text{ г/см}^3$)?
- 97.** Сколько мл раствора нитрата кальция с массовой долей $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ 70% и плотностью $1,5 \text{ г/см}^3$ нужно взять, чтобы приготовить 0,1М раствор объёмом 250 мл?
- 98.** Какова масса азотной кислоты, содержащейся в растворе объёмом 0,5 л при молярной концентрации HNO_3 , равной 0,15 моль/л?
- 99.** Сколько воды надо прибавить к раствору соли массой 3 кг с массовой долей соли 20% для получения раствора с массовой долей 15%?
- 100.** При упаривании раствора хлорида натрия массой 500 г с массовой долей NaCl 1% получен новый раствор массой 150 г. Какова массовая доля (в %) полученного раствора?
- 101.** При ожогах щелочами поражённый участок кожи промывают водой, а затем нейтрализуют 1% раствором уксусной кислоты. Какую массу уксусной кислоты необходимо взять для приготовления 300 г такого раствора?
- 102.** Вычислите массу перманганата калия, необходимого для приготовления дезинфицирующего раствора массой 1,2 кг с массовой долей KMnO_4 0,5%.

103. К 300 мл раствора серной кислоты (плотность 1,14 г/мл) с массовой долей растворённого вещества в нём 20% прилили 700 мл воды. Какова массовая доля (в %) серной кислоты в новом растворе?

104. Как изменится массовая доля (в %) растворённого вещества, если к 0,5 л раствора азотной кислоты (плотностью 1,20 г/мл) с массовой долей HNO_3 32% прибавить 1 л воды?

105. Какие массы спирта и воды необходимо взять для приготовления 200 мл 90% раствора метанола, плотность которого 0,8 г/мл?

106. Напишите уравнения диссоциации следующих кислот: а) азотной; б) сернистой; в) угольной; г) ортофосфорной. Чему равна основность каждой из этих кислот?

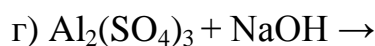
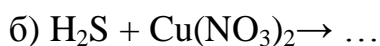
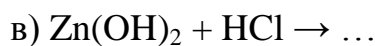
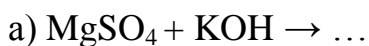
107. Диссоциация борной кислоты H_3BO_3 протекает в заметной степени только по первой ступени. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации этой кислоты.

108. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации следующих оснований: а) гидроксида калия; б) гидроксида бария; в) гидроксида железа (III); г) гидроксида кобальта (II). Определите кислотность этих оснований.

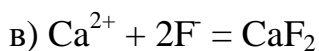
109. На какие ионы диссоциируют в растворе следующие соли: а) сульфат натрия; б) гидросульфид бария; в) сульфат алюминия; г) гидрохлорид олова; д) хлорид железа (III). Составьте соответствующие уравнения.

110. Напишите уравнения реакций в молекулярной, ионной и сокращённой ионной формах между следующими веществами: а) серной кислотой и гидроксидом калия; б) соляной кислотой и гидроксидом бария; в) хлоридом кальция и нитратом серебра; г) сульфатом железа (III) и гидроксидом натрия.

111. Напишите уравнения реакций в молекулярной, ионной и сокращённой ионной формах между следующими веществами:



112. Напишите уравнения реакций в молекулярной, ионной и сокращённой ионной формах между следующими веществами, находящимися в водном



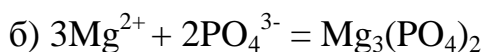
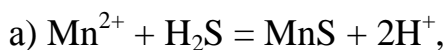
121. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих между веществами: а) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и NaOH ; б) Na_3PO_4 и CaCl_2 ; в) K_2CO_3 и BaCl_2

122. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций растворения гидроксида бериллия в растворе едкого натра; гидроксида меди (II) в растворе азотной кислоты.

123. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих между веществами: а) $\text{Sn}(\text{OH})_2$ и HBr ; б) BeSO_4 и NaOH ; в) NH_4Cl и $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

124. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих между веществами: а) сульфид кадмия (II) и соляная кислота; б) гидроксид хрома (III) и гидроксид натрия; в) гидроксид бария и хлорид кобальта (II).

125. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются сокращёнными ионными уравнениями:



126. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих между веществами: а) хлоридом железа (III) и гидроксидом натрия; б) нитратом никеля (II) и сульфидом аммония; в) карбонатом магния и фторидом калия.

127. Электролиз раствора сульфата калия проводили при силе тока 7А в течение 2 ч. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах, вычислите массу образовавшегося гидроксида калия и объём выделившихся газов.

128. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе растворов хлорида алюминия и сульфата никеля (II). В обоих случаях анод угольный.

129. При электролизе раствора сульфата меди (II) на аноде выделилось 0,24л

- кислорода, измеренного при н.у. Найти массу меди, выделившейся на катоде
- 130.** Электролиз раствора нитрата серебра проводили при силе тока 2А в течение 4 ч. Сколько граммов серебра выделилось на катоде? Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах.
- 131.** Сколько граммов серной кислоты образуется возле анода при электролизе раствора сульфата натрия, если на аноде выделилось 1,12л кислорода при н.у.? Вычислите массу вещества, выделившегося на катоде. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах.
- 132.** При электролизе раствора сульфата магния на катоде выделилось 0,25 г водорода. Сколько граммов вещества выделилось на аноде? Запишите электронные уравнения процессов, происходящих на электродах.
- 133.** Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора хлорида калия и расплава хлорида натрия.
- 134.** При электролизе раствора хлорида кальция на аноде выделилось 11,2 л хлора при н.у. Рассчитайте массу вещества, выделившегося на аноде. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах.
- 135.** Составьте электронные уравнения процессов, происходящих при электролизе раствора CuCl_2 , если анод медный; если анод угольный.
- 136.** Какие вещества и в каком количестве выделяются на угольных электродах при электролизе раствора бромида калия в течение 1 ч 35 мин при силе тока 16А? Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах.
- 137.** Какие вещества и в каком количестве выделяются на угольных электродах при электролизе раствора NaI в течение 2,5 ч, если сила тока равна 6А? Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах.
- 138.** Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора сульфата алюминия в случае угольного анода; в случае алюминиевого анода.
- 139.** При электролизе расплава хлорида натрия на катоде получен натрий массой 4,6 г. Рассчитайте объём хлора при (н.у., выделившийся на аноде.

- 140.** При электролизе водного раствора нитрата серебра с графитовыми электродами на аноде выделился кислород массой 6 г. Определите массу серебра, которое образовалось при электролизе.
- 141.** Иодид натрия расплавили и подвергли электролизу с инертными электродами. На катоде образовался натрий массой 13,8 г. Вычислите массу вещества, которое выделилось при этом на аноде.
- 142.** Какие процессы будут происходить при электролизе расплава сульфата кобальта (II) с графитовыми и с кобальтовыми (растворимыми) анодами? Найти массы всех веществ, образовавшихся на аноде, если масса соли, подвергшаяся электролизу, составила 120 г.
- 143.** Составьте уравнения реакций, протекающих при электролизе водных растворов следующих веществ: а) хлорида магния; б) бромоводородной кислоты; в) карбоната натрия. Электролиз ведётся с инертными электродами.
- 144.** Какие продукты образуются при электролизе водных растворов следующих солей с инертными электродами: а) FeSO_4 ; б) NiCl_2 ; в) AgNO_3 ? Напишите уравнения соответствующих реакций.
- 145.** Какие вещества можно получить, проводя электролиз водного раствора хлорида калия с инертными электродами? Найдите объёмы газов при н.у., образовавшихся на катоде и аноде, если масса хлорида калия 73 г.
- 146.** Составьте уравнения гидролиза следующих солей в сокращённой ионной, ионной и молекулярной формах: а) NaHCO_3 ; б) KF ; в) MgCl_2 ; г) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$. Укажите реакцию среды в растворах этих солей.
- 147.** Укажите, какие из приведённых ниже солей подвергаются гидролизу: а) NaNO_3 ; б) CuCl_2 ; в) KI ; г) KF . Напишите уравнения реакций гидролиза в сокращённой ионной, ионной и молекулярной формах.
- 148.** Объясните, почему водный раствор сульфита натрия имеет щелочную реакцию. Ответ подтвердите уравнениями реакций в ионной и молекулярной формах.

- 149.** Составьте ионные и молекулярные уравнения совместного гидролиза, происходящего при смешивании растворов сульфида натрия и хлорида хрома (III). Каждая из взятых солей гидролизуеться необратимо до конца.
- 150.** Какое значение pH (больше или меньше 7) имеют растворы солей: а) хлорида марганца (II); б) карбоната натрия; в) нитрата никеля (II)? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.
- 151.** Какие из солей: RbCl , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ подвергаются гидролизу? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.
- 152.** Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, Cs_2CO_3 , CoCl_2 . Какое значение pH (больше или меньше 7) имеют растворы этих солей?
- 153.** Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей: Na_3PO_4 , K_2SO_3 , FeSO_4 . Какое значение pH (больше или меньше 7) имеют растворы этих солей?
- 154.** Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей: а) нитрата свинца (II); б) сульфита натрия; в) хлорида кобальта (II). Какое значение pH (больше или меньше 7) имеют растворы этих солей?
- 155.** При смешивании растворов сульфата меди (II) и карбоната калия выпадает осадок основной соли $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ и выделяется оксид углерода (IV). Составьте ионное и молекулярное уравнение происходящего гидролиза.
- 156.** Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей: Li_2S , FeCl_2 , $\text{Co}(\text{CH}_3\text{COO})_2$. Какое значение pH (больше или меньше 7) имеют растворы этих солей?
- 157.** При смешивании растворов сульфата алюминия и карбоната лития каждая из взятых солей гидролизуеться необратимо до конца. Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза происходящего совместного гидролиза.
- 158.** Какие из солей: NaI , K_2S , FeCl_3 подвергаются гидролизу? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

159. Какие из солей: а) нитрат калия; б) хлорид хрома (III); в) нитрат меди (I); г) цианид натрия подвергаются гидролизу? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

160. Составьте ионное и молекулярное уравнения совместного гидролиза, происходящего при смешивании растворов нитрата хрома (III) и сульфида калия. Каждая из взятых солей гидролизуется необратимо до конца.

161. Какое значение pH (больше или меньше 7) имеют растворы следующих солей: а) фосфата калия; б) нитрата свинца (II) и сульфида лития? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

162. Какие из солей: K_2SO_3 , $AlCl_3$, K_2SO_4 , $Zn(NO_2)_2$ подвергаются гидролизу? Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза соответствующих солей.

163. При смешивании растворов нитрата алюминия и сульфида калия каждая из солей гидролизуется необратимо до конца. Выразите этот совместный гидролиз ионным и молекулярным уравнением.

164. Напишите термохимическое уравнение реакции горения одного моля этилового спирта, в результате которой образуются пары воды и оксид углерода (IV). Вычислите теплоту образования $C_2H_5OH_{(ж)}$, если известно, что при сгорании 11,5 г его выделилось 308,71 кДж теплоты.

165. Вычислите тепловой эффект, напишите термохимическое уравнение реакции горения одного моля этана $C_2H_{6(г)}$, в результате которой образуются пары воды и оксид углерода (IV). Сколько теплоты выделится при сгорании $1 м^3$ этана в перерасчёте на нормальные условия?

166. Реакция горения аммиака выражается термохимическим уравнением:
 $4NH_3 + 3O_2 = 2N_2 + 6H_2O$; $\Delta H = -1530,28$ кДж. Вычислите теплоту образования $NH_{3(г)}$.

167. Реакция горения бензола выражается термохимическим уравнением
 $C_6H_{6(ж)} + 3,5 O_2 = 6CO_{2(г)} + 3H_2O_{(г)}$; $\Delta H = ?$ Вычислите тепловой эффект этой реакции, если известно, что мольная теплота парообразования бензола равна +33,394 кДж.

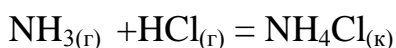
168. Реакция горения ацетилена идёт по уравнению:

$C_2H_{2(g)} + 2,5O_{2(g)} = 2CO_{2(g)} + H_2O_{(ж)}$. Вычислите ΔG^0_{298} и ΔS^0_{298} и объясните уменьшение энтропии в этой реакции.

169. Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях в системе: $2NO_{(г)} + O_{2(г)} = 2NO_{2(г)}$.

Ответ мотивируйте, вычислив ΔG^0_{298} прямой реакции.

170. Исходя из значений стандартных теплот образований и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ, вычислите ΔG^0_{298} реакции, протекающей по уравнению:



Может ли эта реакция при стандартных условиях идти самопроизвольно?

171. Вычислите изменение энтропии в результате реакции образования аммиака из азота и водорода. Чем можно объяснить отрицательное значение ΔS ?

172. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔG^0_{298} реакции, протекающей по уравнению: $CO_{(г)} + 3H_{2(г)} = CH_{4(г)} + H_2O_{(г)}$

Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

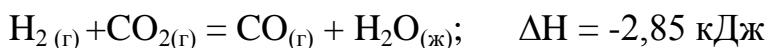
173. Образование сероводорода из простых веществ протекает по уравнению: $H_{2(г)} + S_{ромб} = H_2S_{(г)}$; $\Delta H = 20,15$ кДж

Исходя из значений S^0_{298} и ΔH^0_{298} соответствующих веществ, определите ΔS^0_{298} и ΔG^0_{298} для этой реакции.

174. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔG^0_{298} реакции, протекающей по уравнению: $C_2H_{4(г)} + 3O_{2(г)} = 2CO_{2(г)} + 2H_2O_{(ж)}$

Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

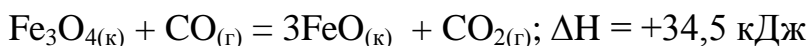
175. Чем можно объяснить, что при стандартных условиях невозможна экзотермическая реакция, протекающая по уравнению:



Зная тепловой эффект реакции и абсолютные стандартные энтропии соответствующих веществ, определите ΔG^0_{298} для этой реакции.

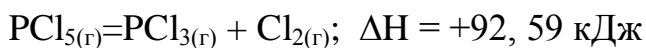
176. При сгорании газообразного аммиака образуются пары воды и оксид азота $\text{NO}_{(г)}$. Напишите термохимическое уравнение этой реакции и вычислите тепловой эффект в расчёте на один моль аммиака.

177. Определите, при какой температуре начинается реакция восстановления Fe_3O_4 , протекающая по уравнению:

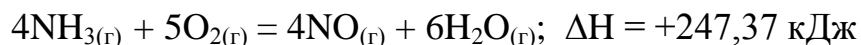


178. Вычислите изменение энтропии для реакции, протекающей по уравнению: $2\text{CH}_{4(г)} = \text{C}_2\text{H}_{2(г)} + 3\text{H}_{2(г)}$

179. Вычислите, при какой температуре начнётся диссоциация пентахлорида фосфора, протекающая по уравнению:



180. Определите ΔG^0_{298} реакции, протекающей по уравнению:



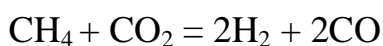
При какой температуре начнётся эта реакция?

181. Вычислите, во сколько раз уменьшится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, если понизить температуру от 120 до 80°C . Температурный коэффициент скорости равен 3 .

182. Как изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры на 60°C , если температурный коэффициент скорости данной реакции равен 2 .

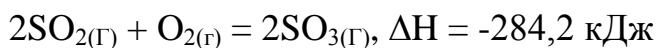
183. Напишите выражение для константы равновесия гомогенной реакции: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$. Как изменится скорость прямой реакции образования аммиака, если увеличить концентрацию водорода в 3 раза.

184. Напишите выражение для константы равновесия гомогенной системы:



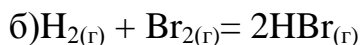
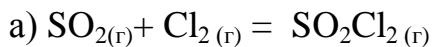
Как следует изменить температуру и давление, чтобы повысить выход водорода? Прямая реакция образования водорода эндотермическая.

185. Реакция протекает по уравнению:



При каких условиях можно добиться смещения равновесия реакции в сторону образования оксида серы (IV)?

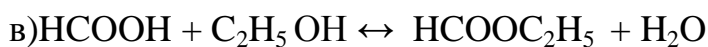
186. Как повлияет увеличение давления на равновесие в системах:



187. Реакция идёт по уравнению: $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$. Концентрации исходных веществ до начала реакции были: $[\text{N}_2] = 0,049$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,01$ моль/л; Вычислите концентрацию этих веществ в момент равновесия, если $[\text{NO}] = 0,005$ моль/л.

188. При некоторой температуре равновесие в системе: $2\text{NO}_2 = 2\text{NO} + \text{O}_2$ установилось при следующих концентрациях: $[\text{NO}_2] = 0,006$ моль/л, $[\text{NO}] = 0,024$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,012$ моль/л. Найдите исходную концентрацию NO_2 и константу равновесия.

189. Выберите уравнения обратимых реакций, в которых изменение давления не вызовет нарушения химического равновесия:



Объясните причину.

190–200. Составьте схему гальванического элемента. Материалы электродов и концентрации растворов солей указаны в таблице 1. Напишите уравнения анодного и катодного процессов, суммарные ионно-молекулярное и молекулярное уравнения этих процессов, протекающих в гальваническом элементе. Вычислите ЭДС гальванического элемента.

Таблица 1 – Материалы электродов и концентрации растворов солей

№ варианта	Электрод 1		Электрод 2	
	Материал электрода	Концентрация ионов Me^{n+} в растворе электролита, моль/л	Материал электрода	Концентрация ионов Me^{n+} в растворе электролита, моль/л

190	Медь	0,01	Никель	0,1
191	Магний	0,1	Медь	1,0
192	Олово	0,01	Кадмий	0,01
193	Цинк	0,01	Серебро	0,1
194	Хром	0,001	Никель	1,0
195	Марганец	0,01	Свинец	0,1
196	Кобальт	0,01	Железо	0,1
197	Медь	0,1	Свинец	0,01
198	Алюминий	0,001	Серебро	0,1
199	Хром	0,1	Кадмий	0,01
200	Железо	0,1	Марганец	0,001

201-210. В каком направлении может самопроизвольно протекать заданная реакция? Составьте схему гальванического элемента, в котором протекает эта реакция. Напишите уравнения анодного и катодного процессов, а также суммарное ионно-молекулярное уравнение. Определите ЭДС при концентрациях ионов в анодном и катодном пространстве, равных 1 моль/л (таблица 2).

Таблица 2 – Варианты заданий

Номер варианта	Схема реакции
201	$\text{Cu} + \text{HgCl}_2 \leftrightarrow \text{CuCl}_2 + \text{Hg}$
202	$\text{Cu} + \text{NiCl}_2 \leftrightarrow \text{CuCl}_2 + \text{Ni}$
203	$\text{Pb} + \text{Co}(\text{NO}_3)_2 \leftrightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Co}$
204	$\text{Zn} + \text{NiSO}_4 \leftrightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Ni}$
205	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag} \leftrightarrow 2\text{AgNO}_3 + \text{Cu}$
206	$\text{CuSO}_4 + \text{Co} \leftrightarrow \text{CoSO}_4 + \text{Cu}$
207	$2\text{Bi} + 3\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \leftrightarrow 2\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{Ni}$
208	$2\text{Ag} + \text{Co}(\text{NO}_3)_2 \leftrightarrow 2\text{AgNO}_3 + \text{Co}$
209	$\text{Bi} + 3\text{AgNO}_3 \leftrightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{Ag}$
210	$\text{HgCl}_2 + \text{Ni} \leftrightarrow \text{Hg} + \text{NiCl}_2$

7 ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К ЭКЗАМЕНУ ПО УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЕ «ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

1. Предмет химии. Роль химии в развитии промышленности и сельского хозяйства. Химия и охрана окружающей среды. Основные понятия химии (атом, молекула, химический элемент).

2. Основные положения атомно – молекулярного учения. Значение атомно – молекулярного учения для химии.

3. Закон сохранения массы веществ. Закон постоянства состава вещества. Закон Авогадро и его следствия.
4. Основные сведения о строении атома. Современное понятие химического элемента. Квантово-механическая модель атома. Строение электронных оболочек атомов.
5. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Открытие периодического закона и построение периодической системы химических элементов Д. И. Менделеевым.
6. Определение свойств элементов по положению в периодической системе. Кислотно – основные и окислительно – восстановительные свойства элементов и веществ.
7. Химическая связь. Основные виды и характеристики химической связи. Ковалентная полярная и неполярная химическая связь. Ионная, металлическая, водородная связь.
8. Классификация неорганических веществ. Способы получения, номенклатура, физические и химические свойства оксидов, оснований, кислот.
9. Строение, номенклатура, диссоциация комплексных соединений.
10. Растворы. Общее понятие о растворах. Электролиты и неэлектролиты. Растворение и растворимость.
11. Способы выражения количественного состава растворов. Доли и концентрации.
12. Электролитическая диссоциация. Механизм электролитической диссоциации солей, кислот, оснований.
13. Свойства растворов электролитов. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Ионные уравнения диссоциации кислот, оснований, солей.
14. Реакции ионного обмена. Молекулярные, ионные и сокращённые уравнения реакций ионного обмена, идущих до конца.
15. Гидролиз солей. Водородный показатель. Реакция среды, pH раствора.

16. Дисперсные и коллоидные системы. Классификация дисперсных и коллоидных систем. Устойчивость и разрушение коллоидных систем. Коллоиды в природе и быту.
17. Окислительно – восстановительные процессы. Типы окислительно – восстановительных реакций. Важнейшие окислители и восстановители.
18. Метод электронного и электронно – ионного баланса в составлении окислительно – восстановительных реакций. Электродные потенциалы.
19. Электролиз растворов и расплавов солей. Законы Фарадея.
20. Химическая термодинамика. Физическая сущность энергетических эффектов химических реакций.
21. Внутренняя энергия и энтальпия. Закон Гесса и его следствие.
22. Энтальпия образования химических соединений. Энергетические эффекты при фазовых переходах. Изменение энтальпии в различных химических процессах.
23. Понятие об энтропии. Изменение энтропии в химических процессах и фазовых переходах.
24. Энергия Гиббса и её значение в химии. Направленность химических процессов.
25. Химическая кинетика. Скорость химических реакций и методы её регулирования. Гомогенные и гетерогенные реакции.
26. Закон действия масс. Константа скорости химической реакции. Зависимость скорости реакции от различных факторов.
27. Правило Вант – Гоффа. Зависимость скорости реакции от температуры реагирующих веществ.
28. Катализ. Каталитические реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Ингибиторы и катализаторы. Ферменты.
29. Критерий самопроизвольности процессов. Смещение химического равновесия. Принцип ЛеШателье.
30. Обратимые и необратимые химические реакции. Влияние различных факторов на химическое равновесие.

31. Константа равновесия. Выражение константы равновесия для обратимых реакций.

32. Гальванические элементы. Электродные потенциалы, уравнение Нернста. ЭДС гальванического элемента.

СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. Ерохин Ю.М. Химия: Учебник для средних профессиональных учебных заведений / Юрий Михайлович Ерохин. – 5-е изд. стер. – М.: Издательский центр «Академия», 2005. -384с.
2. Ерохин Ю.М. Сборник задач и упражнений по химии: Учебное пособие для студентов средних профессиональных учебных заведений /Ю.М. Ерохин,

- В.И.Фролов.- 2-е изд. стер. – М.: Издательский центр «Академия»,2005,- 304с.
- 3.Хомченко И.Г. Общая химия: Учебник.- 2-е издание, испр. и доп. – М.: ООО «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2004. – 464с.
4. Хомченко И.Г. Общая химия. Сборник задач и упражнений: Учебное пособие. – М.: ООО «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков,2004. – 256с.
5. Зайцев О.С. Общая химия. Состояние веществ и химические реакции. М., 1990. – 280 с.
6. Тикунова И.В. Химия. Краткий справочник /И.В. Тикунова, А.И. Артёмenco.- М.: Высшая школа,2004. – 381 с.: ил.