

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования

«КАЛИНИНГРАДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ»

Е. В. Кочановская

ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие по изучению дисциплины с контрольными заданиями для студентов очной и заочной форм обучения, обучающихся в бакалавриате по направлению подготовки 08.03.01 Строительство

Калининград
Издательство ФГБОУ ВО «КГТУ»
2022

УДК 54(076)

Рецензент

кандидат технических наук, доцент, доцент кафедры теории механизмов и машин и деталей машин ФГБОУ ВО «Калининградский государственный технический университет» Н. А. Серeda

Кочановская, Е. В.

Химия: учеб.-методич. пособие по изучению дисциплины с контрольными заданиями для студентов очной и заочной форм обучения, обучающихся в бакалавриате по направлению подготовки 08.03.01 Строительство / Е. В. Кочановская. – Калининград: Изд-во ФГБОУ ВО «КГТУ», 2022. – 72 с.

В учебно-методическом пособии по изучению дисциплины «Химия» представлены учебно-методические материалы по освоению тем лекционного курса, включающие подробный план лекции по каждой изучаемой теме, вопросы для самоконтроля, список учебной литературы, отражены рекомендации для выполнения контрольной работы, варианты контрольной работы для направления подготовки 08.03.01 Строительство, формы обучения очная, заочная.

Табл. 5, список лит. –5 наименований

Учебно-методическое пособие рассмотрено и рекомендовано к изданию кафедрой химии 20 июня 2022 г., протокол № 9

Учебно-методическое пособие рекомендовано к изданию в качестве локального электронного методического материала для использования в учебном процессе методической комиссией института агроинженерии и пищевых систем ФГБОУ ВО «Калининградский государственный технический университет» 30 июня 2022 г., протокол № 8

Учебно-методическое пособие рекомендовано к изданию в качестве локального электронного методического материала для использования в учебном процессе методической комиссией института морских технологий, энергетики и строительства ФГБОУ ВО «Калининградский государственный технический университет» 30 июня 2022 г., протокол № 6

УДК 54(076)

© Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования «Калининградский государственный технический университет», 2022 г.
© Кочановская Е. В., 2022 г.

ОГЛАВЛЕНИЕ

ВВЕДЕНИЕ.....	4
1. СОДЕРЖАНИЕ ТЕМ ДИСЦИПЛИНЫ И МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ИХ ОСВОЕНИЮ.....	8
1.1. Тема 1. Введение. Основные законы и понятия химии.....	9
1.2. Тема 2. Строение вещества.....	10
1.3. Тема 3. Основные закономерности химических процессов.....	12
1.4. Тема 4. Растворы. Электрохимические процессы.....	13
1.5. Тема 5. Избранные вопросы химии.....	16
2. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ.....	17
2.1. Выбор варианта и оформление и контрольной работы.....	17
2.2. Методические указания по выполнению заданий контрольной работы.....	20
3. БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК.....	24
Приложения	25
Приложение 1. Задания по контрольной работе.....	25
Приложение 2. Примеры выполнения заданий по контрольной работе.....	46
Приложение 3. Справочный материал.....	64
Приложение 4. Экзаменационные вопросы.....	69

ВВЕДЕНИЕ

Учебно-методическое пособие по изучению дисциплины «Химия» предназначено для студентов очной и заочной форм обучения в бакалавриате по направлению подготовки 08.03.01 Строительство.

Дисциплина «Химия» входит в состав ОПОП ВО по направлению подготовки 08.03.01 Строительство.

Целью освоения дисциплины «Химия» является формирование знаний теоретических основ химии и свойств химических элементов, соединений и материалов на их основе, приобретение навыков постановки и проведения лабораторных исследований, умение использовать их в своей профессиональной деятельности.

Задачами изучения дисциплины является:

- освоение строения веществ и их свойств, составляющих основу строительных материалов;
- изучение основ химии и химических процессов современной технологии производства строительных материалов и конструкций.

В результате освоения дисциплины обучающийся должен:

- знать химические процессы, протекающие на объекте профессиональной деятельности;
- уметь ориентироваться в химических законах в своей профессиональной деятельности;
- владеть навыками использования основных законов химии для освоения образовательной программы и в профессиональной деятельности.

Студентам очной и заочной форм обучения следует выполнить контрольную работу, включающую задания по основным темам дисциплины «Химия». Рекомендации по ее оформлению, таблицы для выбора вариантов, контрольные задания и методические указания по ее выполнению приведены в заключительной части учебно-методического пособия. Контрольные работы должны быть проверены преподавателем и зачтены до начала сессий.

Критериями оценки контрольной работы служат следующие параметры:

- правильное выполнение всех заданий;
- использование рациональных способов решения;
- полнота аргументации использования законов, теорий;
- качество оформления контрольной работы в соответствии с требованиями.

Оценка «зачтено» выставляется студенту, являющемуся автором контрольной работы, соответствующей всем предъявленным требованиям. Проверенная преподавателем контрольная работа должна быть защищена студентом. В рамках процедуры защиты студент должен объяснять выбранную

последовательность решения задачи, типы реакций. Оценка «не зачтено» выставляется студенту, являющемуся автором контрольной работы, не соответствующей предъявленным требованиям, а также, если студент выполнил менее половины заданий, не смог обосновать, если возникли обоснованные сомнения, что студент не является автором контрольной работы.

Непременным условием успешного усвоения дисциплины «Химия» является выполнение лабораторного практикума, развивающего у студентов навыки научного экспериментирования, исследовательский подход к изучению темы. Перечень и содержание лабораторных работ приводятся в учебно-методическом пособии по выполнению лабораторных работ.

Для оценивания поэтапного формирования результатов освоения дисциплины (текущий контроль) предусмотрены тестовые задания. Тестирование обучающихся проводится после изучения соответствующих тем. Тестовое задание предусматривает выбор правильного ответа на поставленный вопрос из предлагаемых вариантов ответа. Перед проведением тестирования преподаватель знакомит студентов с вопросами теста, а после проведения тестирования проводит анализ его работы. Перечень примерных тестовых заданий представлен в фонде оценочных средств по данной дисциплине.

Промежуточная аттестация проводится в виде экзамена. К сдаче экзамена допускаются студенты и очной и заочной форм обучения, которые выполнили контрольную работу и защитили лабораторные работы. Экзамен – форма итоговой оценки уровня знаний по дисциплине «Химия». По результатам экзамена студентам выставляется оценка «отлично», «хорошо», «удовлетворительно», «неудовлетворительно». Экзамен проводится по экзаменационным билетам. Каждый билет содержит вопросы в формулировке, соответствующей содержанию тем рабочей программы. Основой для определения оценки на экзаменах служит уровень усвоения материала, предусмотренного рабочей программой (приложение 4 – Примерный перечень экзаменационных вопросов).

Отметка «отлично» ставится, если:

- знания отличаются глубиной и содержательностью, дается полный исчерпывающий ответ, как на основные вопросы билета, так и на дополнительные;

- студент свободно владеет научными понятиями: способен к интеграции знаний по определенной теме, структурированию ответа, к анализу положений существующих теорий, научных школ, направлений по вопросу билета;

- логично и доказательно раскрывает проблему, предложенную в билете;

- ответ не содержит фактических ошибок и характеризуется глубиной, полнотой, уверенностью студента;

– ответ иллюстрируется примерами, в том числе из собственной практики;

– студент демонстрирует умение вести диалог и вступать в научную дискуссию.

Отметка «хорошо» ставится, если:

– знания имеют достаточно содержательный характер, однако отличаются слабой структурированностью;

– раскрыто содержание билета, имеются неточности при ответе на дополнительные вопросы: в ответе имеют место несущественные фактические ошибки, которые студент способен исправлять самостоятельно, благодаря наводящему вопросу;

– недостаточно раскрыта проблема по одному из вопросов билета; недостаточно логично построено изложение вопроса;

– ответ прозвучал недостаточно уверенно;

– студент не смог показать способность к интеграции и адаптации знаний или теории и практики.

Отметка «удовлетворительно» ставится, если:

– знания имеют фрагментальный характер, отличаются поверхностностью и малой содержательностью;

– содержание билета раскрыто слабо;

– имеются неточности при ответе на основные вопросы билета; материал в основном излагается, но допущены фактические ошибки;

– ответ носит репродуктивный характер;

– студент не может обосновать закономерности и принципы, объяснить факты;

– нарушена логика изложения, отсутствуют осмысленность представленного материала;

– у студента отсутствуют представления о межпредметных связях.

Отметка «неудовлетворительно» ставится, если:

– обнаружено незнание или непонимание представленного вопроса, допускаются существенные фактические ошибки, которые студент не может исправить самостоятельно;

– на большую часть дополнительных вопросов по содержанию билета студент затрудняется дать ответ или не дает верных ответов.

В учебно-методическом пособии собран материал, апробированный при многолетнем преподавании химии для студентов технических специальностей. В учебно-методическом пособии по изучению дисциплины «Химия» представлены учебно-методические материалы по освоению тем лекционного курса, включающие подробный план лекции по каждой изучаемой теме, вопросы для самоконтроля, список учебной литературы, отражены

рекомендации для выполнения контрольной работы, варианты контрольной работы для направления подготовки 08.03.01 Строительство, формы обучения очная, заочная.

Основной вид учебных занятий студентов-заочников – самостоятельная работа над учебным материалом. В курсе химии она складывается из следующих элементов: изучение дисциплины по учебникам и учебным пособиям; выполнение контрольных заданий; выполнение лабораторного практикума; индивидуальные консультации (очные и письменные); посещение лекций; защита лабораторному практикуму; сдача экзамена по всему курсу.

Изучать курс рекомендуется по темам, предварительно ознакомившись с содержанием каждой из них по программе. При первом чтении не задерживайтесь на математических выводах, составлении уравнений реакций: старайтесь получить общее представление об излагаемых вопросах, а также отмечайте трудные или неясные места. При повторном изучении темы усвойте все теоретические положения, математические зависимости и их выводы, а также принципы составления уравнений реакций. Вникайте в сущность того или иного вопроса, а не пытайтесь запомнить отдельные факты и явления. Изучение любого вопроса на уровне сущности, а не на уровне отдельных явлений способствует более глубокому и прочному усвоению материала.

Чтобы лучше запомнить и усвоить изучаемый материал, надо обязательно иметь рабочую тетрадь и заносить в нее формулировки законов и основных понятий химии, новые незнакомые термины и названия, формулы и уравнения реакций, математические зависимости и их выводы и т. п. *Во всех случаях, когда* материал поддается систематизации, составляйте графики, схемы, диаграммы, таблицы. Они очень облегчают запоминание и уменьшают объем конспектируемого материала.

Изучая курс, обращайтесь и к предметному указателю в конце книги. Пока тот или иной раздел не усвоен, переходить к изучению новых разделов не следует. Краткий конспект курса будет полезен при повторении материала в период подготовки к экзамену. Изучение курса должно обязательно сопровождаться выполнением упражнений и решением задач. Решение задач – один из лучших методов прочного усвоения, проверки и закрепления теоретического материала.

В случае затруднений студенты заочной формы обучения при изучении курса следует обращаться за консультацией к преподавателю, рецензирующему контрольные работы, или за устной консультацией. Консультации можно получить по вопросам организации самостоятельной работы и по другим организационно-методическим вопросам.

В помощь студентам-заочникам, читаются лекции по важнейшим разделам курса, на которых излагаются не все вопросы, представленные в

программе, а глубоко и детально рассматриваются принципиальные, но недостаточно полно освещенные в учебной литературе понятия и закономерности, составляющие теоретический фундамент курса химии. На лекциях даются также методические рекомендации для самостоятельного изучения студентами остальной части курса.

1. СОДЕРЖАНИЕ ТЕМ ДИСЦИПЛИНЫ И МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ИХ ОСВОЕНИЮ

Осваивая курс «Химия», студенты должны научиться работать на лекциях, лабораторных занятиях и организовывать самостоятельную внеаудиторную деятельность. В начале лекции необходимо уяснить цель, которую лектор ставит перед собой и студентами. Важно внимательно слушать, отмечать наиболее существенную информацию и кратко ее конспектировать; сравнивать то, что услышано на лекции с прочитанным и усвоенным ранее материалом. По ходу лекции необходимо подчеркивать новые термины, определения, устанавливать их взаимосвязь с изученными ранее понятиями.

Тематический план лекционных занятий (ЛЗ) представлен в таблице 1.

Таблица 1 – Объем (трудоемкость освоения) и содержание лекционных занятий

Номер ЛЗ	Номер темы	Тема лекционного занятия
1	1	Введение. Основные законы и понятия химии (2 ч)
	2	Строение вещества (6 ч)
2	2.1	Строение атома и периодический закон Д.И. Менделеева
3	2.2	Химическая связь. Строение молекул
4	2.3	Комплексные соединения
	3	Основные закономерности химических процессов (4 ч)
5	3.1	Энергетика химических процессов
6	3.2	Химическая кинетика и химическое равновесие
	4	Растворы и электрохимические процессы (12 ч)
7	4.1	Растворы, их свойства
8	4.2	Водные растворы электролитов
9	4.3	Гидролиз солей
10	4.4	Окислительно-восстановительные реакции
11	4.5	Электролиз
12	4.6	Коррозия и защита металлов
	5	Избранные вопросы химии (6 ч)
13	5.1	Металлы и их свойства
14	5.2	Соли кальция и магния. Жесткость воды
15	5.3	Неорганические вяжущие материалы

Приступая к изучению очередной темы, обучающемуся следует ознакомиться с вопросами темы программы дисциплины, получить общее представление об учебном материале, затем изучить его по лекционному материалу и учебной литературе. При этом необходимо усвоить понятия и закономерности, образующие теоретическую основу дисциплины. Затем следует ознакомиться с примерами заданий и вопросами для самопроверки для уяснения объема требований. Их цель – проверка и закрепление знаний по дисциплине, выработка умения пользоваться полученными знаниями при решении учебных и практических задач. Полезно составление конспекта.

1.1. Тема 1. Введение. Основные законы и понятия химии

Вопросы по теме:

1. Предмет химии.
2. Понятия моля, атома, относительная атомная и молекулярная масса, молекулы, относительной молекулярной массы.
3. Понятия эквивалента, фактора эквивалентности, молярной массы эквивалента.
4. Закон эквивалентов.
5. Закон сохранения массы веществ, закон постоянства состава, закон Авогадро.
6. Основные газовые законы.

Учебная литература: [1, с. 16–59]; [2, с. 10–33]; [3, с. 12–16].

Методические рекомендации:

На первой теме преподаватель определяет место дисциплины в структуре образовательной программы, знакомит обучающихся с планируемыми результатами и возможными рисками освоения дисциплины, формами текущего и промежуточного контроля. Первая тема требует изучения рекомендованной литературы, усвоения основных понятий – атом, молекула, ион, моль, эквивалент, абсолютной и относительной атомной массы, абсолютной и относительной молекулярной массы, молярной массы. На первой лекции обозначены задачи, предмет и содержание дисциплины «Химия». Основные стехиометрические законы химии – закон сохранения массы, закон постоянства состава вещества, закон Авогадро, закон эквивалентов.

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Сформулируйте понятия: атомная и молекулярная масса, моль, молярная масса, эквивалент.
2. Дайте формулировку стехиометрическим законам химии: постоянства состава, сохранения массы вещества, кратных отношений.
3. В чем сущность закона эквивалентов.
4. Вычисление молярной массы эквивалента.

5. Классификация и номенклатура неорганических соединений.

1.2. Тема 2. Строение вещества

Вопросы по теме:

1. Квантовые числа, их значения.
2. Принцип Паули, правила Гунда и Клечковского.
3. Определения валентности и степени окисления химических элементов.
4. Виды химической связи. Механизмы образования ковалентной связи.
5. Природа химической связи в комплексных соединениях.
6. Теория Вернера. Образование и диссоциация комплексных соединений.
7. Константа нестойкости. Изомерия комплексных соединений.

Методические рекомендации:

2.1 Строение атома и периодический закон Д. И. Менделеева.

Лекционный материал указанного раздела дает возможность студентам актуализировать знания о химических элементах и формах их существования. В нем содержатся обоснования того, что строение атома на всех этапах развития химии служит средством классификации и систематизации огромного эмпирического материала о химических соединениях и химических реакциях, что периодический закон одно из наиболее глубоких обобщений, позволяющих связать общей идеей те индивидуальности, которые присущи химическим элементам. Студентам необходимо понять суть квантово-механической модели атома, электронное строение атома, квантовые числа. На лекции рассматриваются принципы заполнения атомных орбиталей электронами (принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Гунда, правило Клечковского). Разъясняются причины периодичности свойств элементов (атомный радиус, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность).

Учебная литература: [1, с. 50–116]; [2, с. 76–102]; [3, с. 108–144].

2.2 Химическая связь и строение молекул.

На основании лекционного материала, студенты должны уяснить основные характеристики и механизмы образования ковалентной, ионной, металлической связей, подробно разобраться в сущности методов описания химической связи: метода валентных связей и метода молекулярных орбиталей.

Учебная литература: [1, с. 118–168]; [2, с. 106–149]; [3, с. 145–193].

2.3 Комплексные соединения.

В рамках указанной темы студенты знакомятся с основными положениями координационной теории. Им необходимо понять из чего состоят комплексные соединения, чем определяется координационное число, какие

частицы являются комплексообразователями, какие лигандами; понять причину разнообразия комплексных соединений, их цветность, химическую активность.

Разобраться в особенности образования и диссоциации комплексных соединений.

Учебная литература: [1, с. 599–620]; [3, с. 214–237].

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Строение атома. Двойственная природа электрона.
2. Характеристика состояния электронов системой квантовых чисел, их физический смысл.
3. Спин электрона. Атомные орбитали для s-, p-, d-, f-семейств.
4. Многоэлектронные атомы. Принцип Паули. Максимальное число электронов в электронных слоях и оболочках.
5. Правило Гунда. Последовательность энергетических уровней и подуровней электронов в многоэлектронных атомах.
6. Магнитные и энергетические характеристики атомов. Энергия ионизации, сродство к электрону.
7. Периодический закон Д. И. Менделеева и строение атомов элементов. Современная формулировка периодического закона.
8. Структура периодической системы. Периоды, группы подгруппы.
9. Периодическая система и ее связь со строением атомов. Порядковый номер элемента. Заполнение электронных слоев и оболочек атомов. Правило Клечковского.
10. Особенности электронного строения атомов в главных, побочных подгруппах, в семействах лантаноидов, актиноидов: s-, p-, d-, f-элементы.
11. Периодическое изменение свойств элементов (вертикальная, горизонтальная диагональная периодичности).
12. Ковалентная связь. Свойства ковалентной связи, направленность и насыщенность. Полярная ковалентная связь. Механизм образования ковалентной связи (обменный, донорно-акцепторный).
13. Характеристика ковалентной связи. Эффективные заряды атомов в молекулах. Дипольные моменты и строение молекул.
14. Основные положения метода валентных связей. Валентность элемента. Рассмотрение схем перекрывания атомных орбиталей при образовании связей в молекулах.
15. Гибридизация волновых функций (примеры sp^3 -, sp^2 -, sp -гибридизаций). Образование кратных связей. Сигма- и пи-связи, их особенности. Делокализованные пи-связи.
16. Ионная связь, как предельный случай ковалентной связи. Электростатическое взаимодействие ионов.
17. Типы кристаллических решеток.

18. Комплексные соединения. Теория Вернера.
19. Особенности образования и диссоциации комплексных соединений.

1.3. Тема 3. Основные закономерности химических процессов

Вопросы по теме:

1. Внутренняя энергия и энтальпия.
2. Понятие об энтропии, формула Больцмана, стандартная энтропия.
3. Понятие об энергии Гиббса и ее изменении как меры реакционной способности.
4. Критерий самопроизвольного протекания процессов в изолированных и неизолированных системах.
5. Закон действия масс. Константа скорости.
6. Зависимость скорости от температуры. Правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса.
7. Понятие об активном комплексе. Энергия активации.
8. Химическое равновесие и способы его смещения.

Методические рекомендации:

3.1 Энергетика химических процессов.

В рамках указанной темы, студентам приводятся доказательства того, что при химических реакциях происходят глубокие качественные изменения в системе, рвутся связи в исходных веществах и возникают новые связи в конечных продуктах, это отражается в изменении энергии. При этом изменяется тип строения и форма молекул, все это сопровождается в выделении или поглощении энергии.

При изучении данного материала, студенты учатся количественно определять экзо- и эндо- термические процессы и направленность химических реакций, обобщать знания по химической кинетике.

Студенты изучают основы термодинамики: система и классификация систем, внутренняя энергия, энтальпия, энтропия, свободная энергия Гиббса, энтальпия образования химических соединений, стандартное состояние. Так как термодинамические расчеты основаны на законе Гесса и следствиях из закона, следует уяснить их смысл; понять изменение основных параметров системы при химических превращениях, условия самопроизвольного протекания процессов.

Учебная литература: [1, с. 169–173]; [2, с. 175–208]; [3, с. 40–58].

3.2 Химическая кинетика и химическое равновесие.

Лекционный материал по данной теме обращает внимание студентов на то, что на практике увеличение скорости процессов достигается повышением концентрации веществ, увеличением поверхности реагирующих веществ,

применением оптимальных температур и катализаторов, что способствует повышению производительности технологического оборудования.

Студенты знакомятся с основными положениями и законами химической кинетики, что позволяет им разобраться, в понятии скорости в гомогенном и гетерогенном процессах; выяснить, каким образом на скорость химической реакции влияют концентрация реагирующих веществ, температура, катализатор, природа реагирующих веществ; уяснить закон действия масс, правило Вант-Гоффа, механизм действия катализатора. В разделе «Химическое равновесие» рассмотрены признаки химического равновесия и влияние факторов, смещающих равновесие в сторону прямой или обратной реакций (принцип Ле-Шателье).

Учебная литература: [1, с. 174–204]; [2, с. 239–289]; [3, с. 17–27].

Вопросы для самоконтроля:

1. Термохимия, экзо- и эндотермические реакции.
2. Термохимические уравнения. Понятие о стандартном состоянии. Стандартные энтальпии образования веществ.
3. Закон Гесса и его следствия. Применение закона Гесса для вычисления энтальпии химических реакций.
4. Понятие об энтропии. Абсолютная энтропия и строение вещества. Изменение энтропии в различных процессах. Использование справочных данных для расчета характеристик различных процессов.
5. Энергия Гиббса, ее связь с энтропией и энтальпией. Направленность химических реакций.
6. Скорость химических реакций. Понятие о химической кинетике.
7. Закон действующих масс, константа скорости реакции. Зависимость скорости реакции от температуры; энергия активации.
8. Понятие о гомогенном и гетерогенном катализе. Примеры каталитических процессов в промышленности.
9. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Смещение химического равновесия. Влияние температуры, давления и концентрации реагентов на химическое равновесие.

1.4. Тема 4. Растворы. Электрохимические процессы

Вопросы по теме:

1. Растворы, способы выражения концентрации растворов.
2. Общие физико-химические свойства растворов.
3. Основные положения теории электролитической диссоциации.
4. Реакции ионного обмена.
5. Гидролиз солей, необратимый гидролиз.

6. Окислительно-восстановительные реакции, окислители и восстановители.

7. Составление уравнений окислительно-восстановительных процессов.

8. Электролиз. Законы Фарадея.

9. Коррозия металлов, способы защиты от коррозии.

Методические рекомендации:

4.1 Растворы, их свойства.

Изучение данной темы позволяет понять значение растворов в жизни человека. Студентам представляется классификация растворов, рассматриваются тепловые эффекты растворения, актуализируются знания о зависимости растворения веществ от агрегатного состояния. С целью формирования навыков решения задач в материале рассмотрены способы выражения концентрации растворов и коллигативные свойства растворов.

Из теоретического материала студенты смогут понять, что называют раствором, как происходит процесс растворения веществ, изучить условия, влияющие на процесс растворения; уяснить, что понимают под концентрацией. Студенты смогут научиться определять, какие свойства относятся к общим (коллигативным) и от чего они зависят. В чем заключается смысл закона Рауля, следствия из него.

Учебная литература: [1, с. 217–233]; [2, с. 417–428]; [3, с. 64–70].

4.2 Водные растворы электролитов.

Изучив лекционный материал данного раздела, студенты смогут актуализировать знания об основных классах веществ, понятие «электролиты», «сильные», «слабые» электролиты, принципы электролитической диссоциации, какие вещества диссоциируют на ионы; какую роль выполняет молекула воды при диссоциации с ионной, ковалентной полярной связями. Лекционный материал включает в себя также понятия сильного и слабого электролита, степени диссоциации, константы диссоциации. Студентам объясняется смысл закона разбавления Оствальда, который показывает зависимость степени диссоциации от концентрации.

Учебная литература: [1, с. 237–260]; [2, с. 435–444]; [3, с. 84–106].

4.3 Гидролиз.

При изучении лекционного материала по данной теме, студенты смогут понять смысл гидролиза, определить соли, которые подвергаются гидролизу по катиону и аниону. Обращается внимание студентов на то, что гидролиз многозарядных катионов и анионов протекает ступенчато и в основном по первой ступени. А так как гидролиз – процесс обратимый, можно смещать равновесие в сторону прямой и обратной реакций. Рассмотреть случаи и причину уяснить необратимого гидролиза.

Учебная литература: [2, с. 447].

4.4 Окислительно-восстановительные реакции.

Основное понятие в данной теме – «степень окисления», ее изменение в результате окислительно-восстановительной реакции у окислителя, у восстановителя. Рассмотрены факторы, которые оказывают влияние на окислительно-восстановительные процессы, типы этих реакций.

Лекционный материал данной темы позволяет студентам использовать методы электронного баланса и полуреакций, с помощью которых подбирают коэффициенты в уравнениях. Значение окислительно-восстановительных процессов для живых организмов. В технике, в природе.

Учебная литература: [1, с. 271–278]; [3, с. 194–211].

4.5 Электролиз.

При изучении данной темы, обращается внимание студентов на процессы восстановления, протекающие на катоде и окисления – на аноде. Изучив лекционный материал, студенты смогут понять, восстановление каких окислителей протекает легче на катоде и какие вещества разряжаются легче на аноде; как протекает электролиз с нерастворимыми и растворимыми анодами. Практическое применение электролиза: получение и рафинирование металлов, нанесение гальванических покрытий, получение водорода, кислорода и других продуктов.

Учебная литература: [1, с. 302–310]; [2, с. 566].

4.6 Коррозия и способы защиты от коррозии.

Лекционный материал по указанной теме включает изучение видов и типов коррозии, изучение процесса электрохимической коррозии в кислой среде и в атмосфере.

Студенты смогут разобраться в природе коррозии металлов (как самопроизвольный окислительно-восстановительный процесс), ее причине, механизме; способах защиты от коррозии. Студенты должны уметь применять полученные теоретические знания при рассмотрении различных практических примеров и трактовке экспериментальных данных.

Учебная литература: [1, с. 568]; [2, с. 593–638].

Вопросы для самоконтроля:

1. Типы растворов.
2. Способы выражения концентрации растворов.
3. Законы идеальных растворов: закон Рауля (следствия из закона Рауля), осмотическое давление.
4. Свойства растворов электролитов. Активность.
5. Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель.
6. Ионные реакции в растворах. Кислотно-основные индикаторы.
7. Гидролиз солей, типы гидролиза солей. Необратимый гидролиз.
8. Роль гидролиза в природных и технологических процессах.

9. Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления.
10. Важнейшие окислители и восстановители. Классификация реакций окисления-восстановления. Составление уравнений реакций окисления-восстановления.
11. Роль окислительно-восстановительных процессов.
12. Понятие об электродном потенциале. Гальванический элемент Даниэля-Якоби. Электродвижущая сила элемента.
13. Уравнение Нернста. Стандартный водородный электрод. Водородная шкала потенциалов. Концентрационный гальванический элемент.
14. Электролиз. Законы Фарадея. Практическое применение электролиза.
15. Основные виды коррозии. Химическая коррозия.
16. Электрохимическая коррозия. Основные методы защиты от коррозии.
17. Коррозия бетонов и методы борьбы с ней.

1.5. Тема 5. Избранные вопросы химии

Вопросы по теме:

1. Особенности строения атомов металлов.
2. Способы получения.
3. Физические свойства и химические свойства.
4. Соли кальция и магния. Жесткость воды, ее виды.
5. Способы умягчения воды.
6. Неорганические вяжущие материалы.
7. Классификация, область применения.

Методические рекомендации:

5.1 Металлы, их свойства.

В данной лекции происходит систематизация и расширения знаний студентов. Студенты смогут выстраивать причинно-следственные связи при анализе цепи: строение – свойства – применение.

Данную тему студентам предлагается изучить по общему плану: строение атомов элементов одной подгруппы (сходство и различие) в зависимости от положения элементов в периодической системе, нахождение в природе, применение, свойства, важнейшие соединения (оксиды, гидроксиды), их кислотно-основные свойства и окислительно-восстановительные.

Учебная литература: [1, с. 545–558].

5.2 Соли кальция и магния. Жесткость воды.

На основании лекционного материала по данной теме, студенты смогут осознать, что в настоящее время одной из актуальных проблем является качество воды. Вода, которая используется в водоснабжении г. Калининграда жесткая, что негативно влияет на организм человека, его хозяйственно-бытовые нужды.

Студенты изучают понятие и причину жесткости воды, как основополагающей характеристики качества природных вод. Виды жесткости, единицы измерения. Способы умягчения воды.

Учебная литература: [1, с. 632]; [2, с. 461–469].

5.3 Неорганические вяжущие вещества.

Студенты изучают физико-химические свойства вяжущих веществ, их классификацию, уясняют значение степени дисперсности, физико-химическую природу процессов схватывания и твердения. В рамках лекционного времени студенты изучают гипсовые вяжущие материала, портландцемент, его получение и процессы, происходящие при его обжиге.

Вопросы для самоконтроля:

1. Металлическая связь,
2. Общие физические свойства металлов.
3. Химические свойства.
4. Взаимодействие металлов с кислотами.
5. Жесткость воды, единицы измерения.
6. Виды жесткости. Причины возникновения жесткости воды.
7. Влияние жесткости воды на организм человека, бытовую и промышленную технику.
8. Способы умягчения жесткости.
9. Определение неорганических вяжущих веществ.
10. Признаки их классификации, характеристики основных свойств.
11. Процесс схватывания, его сроки.
12. Получение и технические свойства гипса.
13. Воздушная известь, особенность ее взаимодействия с водой и воздухом.
14. Получение портландцемента.

2. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ

2.1. Выбор варианта и оформление и контрольной работы

Контрольную работу студентам следует выполнить в школьной тетради, на обложке которой необходимо указать название дисциплины, номер варианта, фамилию и инициалы, номер студенческого билета и домашний адрес.

На первой странице работы необходимо указать номера задач варианта.

Каждое задание написать перед её решением в порядке возрастания

номеров заданий.

В конце контрольной работы привести список используемой литературы.

Датировать контрольную работу и подписать её.

Если контрольная работа не допущена к защите, то выполняется письменная работа над ошибками в конце тетради, после чего контрольная работа направляются на повторное рецензирование.

Если контрольная работа после рецензирования преподавателем допущена к защите, но в ней имеются замечания преподавателя, то перед защитой контрольной работы следует дать письменный ответ на каждое из них в этой же тетради.

Контрольная работа, выполненная не по своему варианту, не рецензируются.

Защита контрольной работы производится в часы консультаций кафедры химии.

Контрольная работа включает двенадцать заданий по химии.

Оформление титульного листа контрольной работы:

ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ПО РЫБОЛОВСТВУ

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ
БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«КАЛИНИНГРАДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ»**

Институт агроинженерии и пищевых систем
Кафедра химии

Контрольная работа
допущена к защите:
должность (звание), ученая степень
_____ Фамилия И.О.
«__» _____ 202__ г.

Контрольная работа
защищена
должность (звание), ученая степень
_____ Фамилия И.О.
«__» _____ 202__ г.

Контрольная работа
по дисциплине
« ХИМИЯ »

Шифр студента _____
Вариант № _____

Работу выполнил:
студент гр. _____
_____ Фамилия И.О.
«__» _____ 202__ г.

Калининград – 20__

2.2. Методические указания по выполнению заданий контрольной работы

Согласно учебным планам дисциплины «Химия» контрольную работу выполняют студенты очной и заочной форм обучения.

При выполнении каждого задания следует дать конкретный ответ на каждый пункт его условия, излагая материал последовательно, лаконично. Ответ должен быть аргументирован. При первом упоминании вещества следует написать его формулу, привести название. При написании уравнений химических реакций, необходимо сбалансировать левую и правую части уравнения.

Студент выполняет **вариант контрольных заданий** (таблица 2), обозначенный двумя последними цифрами шифра в зачетной книжке или студенческом билете, например, шифр 1087 соответствует варианту контрольной работы № 87.

Таблица 2 – Варианты контрольных заданий

Номер варианта	Номера задач, относящихся к данному заданию											
	1	21	41	61	81	101	121	141	161	181	201	221
01	1	21	41	61	81	101	121	141	161	181	201	221
02	2	22	42	62	82	102	122	142	162	182	202	222
03	3	23	43	63	83	103	123	143	163	183	203	223
04	4	24	44	64	84	104	124	144	164	184	204	224
05	5	25	45	65	85	105	125	145	165	185	205	225
06	6	26	46	66	86	106	126	146	166	186	206	226
07	7	27	47	67	87	107	127	147	167	187	207	227
08	8	28	48	68	88	108	128	148	168	188	208	228
09	9	29	49	69	89	109	129	149	169	189	209	229
10	10	30	50	70	90	110	130	150	170	190	210	230
11	11	31	51	71	91	111	131	151	171	191	211	231
12	12	32	52	72	92	112	132	152	172	192	212	232
13	13	33	53	73	93	113	133	153	173	193	213	233
14	14	34	54	74	94	114	134	154	174	194	214	234
15	15	35	55	75	95	115	135	155	175	195	215	235
16	16	36	56	76	96	116	136	156	176	196	216	236
17	17	37	57	77	97	117	137	157	177	197	217	237
18	18	38	58	78	98	118	138	158	178	198	218	238
19	19	39	59	79	99	119	139	159	179	199	219	239
20	20	40	60	80	100	120	140	160	180	200	220	240
21	1	22	43	64	85	106	127	148	169	190	211	222
22	2	23	44	65	86	107	128	149	170	191	212	223
23	3	24	45	66	87	108	129	150	171	192	213	224
24	4	25	46	67	88	109	130	151	172	193	214	225
25	5	26	47	68	89	110	131	152	173	194	215	226
26	6	27	48	69	90	111	132	153	174	195	216	227
27	7	28	49	70	91	112	133	154	175	196	217	228

Номер варианта	Номера задач, относящихся к данному заданию											
28	8	29	50	71	92	113	134	155	176	197	218	229
29	9	30	51	72	93	114	135	156	177	198	219	230
30	10	31	52	73	94	115	136	157	178	199	220	231
31	11	32	43	74	95	116	137	158	179	200	201	232
32	12	33	54	75	96	117	138	159	180	181	202	233
33	13	34	55	76	97	118	139	160	161	182	203	234
34	14	35	56	77	98	119	140	141	162	183	204	235
35	15	36	57	78	99	120	121	142	163	184	205	236
36	16	37	58	79	100	101	122	143	164	185	206	237
37	17	38	59	80	81	102	123	144	165	186	207	238
38	18	39	60	65	86	107	128	145	166	187	208	239
39	19	40	44	66	87	108	129	146	167	188	209	240
40	20	23	45	67	88	109	130	147	168	189	210	221
41	2	24	46	68	89	110	131	148	170	190	201	223
42	3	25	47	69	90	111	132	149	171	191	202	224
43	4	26	48	70	91	112	133	150	172	192	203	225
44	5	27	49	71	92	113	134	151	173	193	204	226
45	6	28	50	72	93	114	135	152	174	194	205	227
46	7	29	51	73	94	115	136	153	175	195	206	228
47	8	30	52	74	95	116	137	154	176	196	207	229
48	9	31	53	75	96	117	138	155	177	197	208	230
49	10	32	54	76	97	118	139	156	178	198	209	231
50	11	33	55	77	98	119	140	157	179	199	210	232
51	12	34	56	78	99	120	122	158	180	200	211	233
52	13	35	57	79	100	103	121	159	169	182	212	234
53	14	36	58	80	85	104	123	16	161	183	213	235
54	15	37	59	61	84	105	124	141	162	184	214	236
55	16	38	60	62	83	106	125	143	163	185	215	237
56	17	33	41	63	82	101	126	142	164	186	216	238
57	18	40	42	61	81	102	127	144	165	187	217	239
58	19	21	43	62	87	103	128	145	166	188	218	240
59	20	22	41	63	88	104	129	146	167	189	219	223
60	1	24	42	64	89	105	130	147	168	190	220	222
61	3	25	43	65	90	106	131	148	169	191	201	221
62	4	26	44	66	91	107	132	149	170	192	202	222
63	5	27	45	67	92	108	133	150	171	193	203	223
64	6	28	46	68	93	109	134	151	172	194	204	224
65	7	29	47	69	94	110	135	152	173	195	205	225
66	8	30	48	70	95	111	136	153	174	196	206	226
67	9	31	49	71	96	112	137	154	175	197	207	227
68	10	32	50	72	97	113	138	155	176	198	208	228
69	11	33	51	73	98	114	139	156	177	199	209	229
70	12	34	52	74	99	115	140	157	178	200	210	230
71	13	35	53	75	100	116	121	158	179	181	211	231
72	14	36	54	76	86	117	122	159	180	182	212	232
73	15	37	55	77	85	118	123	160	162	183	213	233
74	16	38	56	78	84	119	124	142	161	184	214	234
75	17	39	57	79	83	120	125	141	163	185	215	235

Номер варианта	Номера задач, относящихся к данному заданию											
	76	18	40	58	80	82	101	126	143	164	186	216
77	19	23	59	61	81	102	127	144	165	187	217	237
78	20	21	60	62	100	103	128	145	166	188	218	238
79	4	22	51	63	99	104	129	146	167	189	219	239
80	5	23	52	64	98	105	130	147	168	190	220	240
81	6	24	53	65	97	106	131	148	169	191	211	231
82	7	25	54	66	96	107	132	149	170	192	212	232
83	8	26	55	67	95	108	133	150	171	193	213	233
84	9	27	56	68	94	109	134	151	172	194	214	234
85	10	28	57	69	93	110	135	152	173	195	215	235
86	11	29	58	70	92	111	136	153	174	196	216	236
87	12	30	59	71	91	112	137	154	175	197	217	237
88	13	31	60	72	90	113	138	155	176	198	218	238
89	14	32	41	73	89	114	139	156	177	199	219	239
90	15	33	42	74	88	115	140	157	178	200	220	240
91	16	34	43	75	87	116	131	158	179	181	201	221
92	17	35	44	76	86	117	132	159	180	182	202	222
93	18	36	45	77	85	118	133	160	161	183	203	223
94	19	37	46	78	84	119	134	141	162	184	204	224
95	20	38	47	79	83	120	135	142	163	185	205	225
96	1	39	48	80	82	110	136	143	164	186	206	226
97	2	40	49	61	81	111	137	144	165	187	207	227
98	3	24	50	62	100	112	138	145	166	188	208	228
99	4	25	51	63	99	113	139	146	167	189	209	229
00	5	26	52	64	98	114	140	147	168	190	210	230

Задания по контрольной работе представлены в Приложении 1.

Изучение курса «Химия» следует начинать с проработки теоретического материала по информационным источникам: конспекты лекций, рекомендованных учебников. Студентам необходимо обратить внимание на методические рекомендации к каждой теме и ответить на вопросы для самоконтроля, представленные во втором разделе настоящего Пособия, а также необходимо изучить примеры с решениями типовых задач по темам, представленным в приложении 2.

Перед выполнением заданий 1–20 студентам необходимо проработать вопросы учебной программы дисциплины «Химия» по теме «Введение. Основные законы и понятия», и после этого приступить к выполнению первого задания контрольной работы. Для успешного выполнения заданий студентам необходимо знать такие понятия: моль, молярная масса, молярный объем, молярная масса эквивалентов; выучить основные законы химии (закон сохранения массы, постоянства состава, закон эквивалентов, закон Авогадро и использовать их в химических расчетах.

Для выполнения заданий 21–60 студентам необходимо выучить материал по учебной программы темы «Строения вещества», приобрести навыки состав-

ления моделей атомов, электронных формул, определения числа валентных электронов и возможных степеней окисления. А также необходимо разобраться в механизме образования ионной, ковалентной и металлической связей, усвоить свойства и разновидности ковалентной связи, научиться составлять электронные схемы образования молекул с различными типами химической связи.

Выполнения заданий 61–80 потребует проработки темы 3 «Основные закономерности химических процессов». Студентам необходимо разобраться в практических расчетах теплового эффекта при стандартных условиях энтальпии, энтропии, энергии Гиббса, научиться на основе расчетов этих параметров делать выводы о тепловом эффекте и направленности химических процессов.

Для решения заданий по теме «Химическая кинетика и химическое равновесие» студентам необходимы знания о химическом равновесии и способах расчета констант равновесия, умения интерпретировать гомогенные и гетерогенные реакции, порядок и молекулярность химических процессов. Студенты должны уметь рассчитывать скорость химических реакций на основании закона действующих масс и при изменении температур; интерпретировать константу скорости, ее физический смысл, трактовать константу равновесия и направление смещения равновесия по принцип Ле-Шателье. Изучив эти ключевые вопросы, студенты могут приступить к решению заданий 81–100.

Решение заданий 101–140, которые включены в тему «Растворы и электрохимические процессы», потребует от студентов знаний основных характеристик растворов, теории Менделеева, механизма растворения газообразных, твердых и жидких веществ, свойств разбавленных растворов. Студенты должны уметь определять процентную, молярную, нормальную концентрацию и титр. Получив представление о механизме реакций обмена в растворах электролитов, сильных и слабых электролитах, степени и константе диссоциации, студенты могут овладеть техникой составления ионно-молекулярных уравнений.

Для выполнения заданий 141–160 студентам необходимо разобрать типичные случаи гидролиза солей, правильно определять причины и следствия гидролиза, степень гидролиза и возможные способы смещения равновесия гидролиза. Освоив методику составления молекулярных и ионных уравнений, студенты могут выполнить задания по данной теме.

Выполнение заданий 161–180, которые включены в тему 2 «Строение вещества», потребуют от студентов актуализации знаний о донорно-акцепторной связи, осмысленного разбора особенностей координационных соединений. Приобретенные навыки в составлении уравнений реакции образования и диссоциации комплексных соединений помогут выполнить предложенные задания.

Задания 181–220 темы «Растворы и электрохимические процессы» потре-

буют умения определять степень окисления. Студенты должны научиться составлять уравнения окислительно-восстановительных процессов, определять тип окислительно-восстановительных процессов, составлять катодные и анодные процессы электролиза растворов и расплавов.

Выполнения заданий 221–240 потребуют от студентов понимания сущности химической и электрохимической коррозии. Студенты должны разобраться в причинах электрохимической коррозии, усвоить, что процесс на катодном участке зависит от среды, в которой находится металл, должны разобраться в методах защиты в зависимости от характера коррозионных процессов.

3. БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Глинка, Н. Л. Общая химия: учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – Изд. стер.- Москва: КНОРУС, 2013. – 752 с.
2. Гуров, А. А. Химия / А. А. Гуров, Ф. З. Бадаев, Л. П. Овчаренко. – Москва: Изд-во МГТУ им. Н.Э. Баумана, 2007. – 784 с.
3. Князев, Д. А. Неорганическая химия: учебник для вузов / Д. А. Князев, С. Н. Смарыгин. – 3-е изд., испр. – Москва: Дрофа, 2005. – 591 с.
4. Коровин, В. Н. Общая химия. – Москва: Высшая школа, 2002. – 558 с.
5. Васильева, З. Г. Лабораторные работы по общей и неорганической химии / под ред. З. Г. Васильевой, А. А. Грановской – Ленинград: Химия, 1986. – 286 с.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1

Задания по контрольной работе

Закон эквивалентов (задания 1–20)

1. При растворении 0,0547 г металла в кислоте выделилось 750,4 мл водорода (условия нормальные). Вычислить эквивалентную массу металла.
2. В каком количестве NaOH содержится столько же эквивалентных масс, сколько в 146 г KOH?
3. В каком количестве $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ содержится столько же эквивалентных масс, сколько в 156 г $\text{Al}(\text{OH})_3$?
4. Вычислить эквивалентную массу CO_2 в реакции с раствором NaOH при образовании: а) NaHCO_3 , б) Na_2CO_3 .
5. Вычислить эквивалентную массу H_3PO_4 в реакциях образования:
а) KH_2PO_4 ; б) K_2HPO_4 ; в) K_3PO_4 .
6. Чему равна эквивалентная масса $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ в реакции:
$$\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3?$$
7. Чему равна эквивалентная масса основания при нейтрализации 1 г основания с 2,14 г HCl?
8. Вычислить эквивалентную массу окислителя и восстановителя в реакциях:
а) $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
б) $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$
в) $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
г) $\text{KMnO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$.
9. На нейтрализацию 1 г кислоты израсходовано 1,247 г KOH. Вычислить эквивалентную массу кислоты.
10. Вычислить эквивалентную массу $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, зная что 6,2 г его прореагировало с 3,923 г H_2SO_4 , эквивалентная масса которой 49,04 г/моль.
11. При пропускании H_2S через раствор, содержащий 5,21 г сульфата не которого металла, образуется 3,61 г его сульфида. Вычислить эквивалентную массу металла.
12. Определить эквивалент и эквивалентную массу CuOHCl в следующих реакциях:
$$\text{CuOHCl} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$$
$$\text{CuOHCl} + \text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}.$$
13. При взаимодействии 5,95 г некоторого вещества с 2,75 г хлороводорода получилось 4,40 г соли. Вычислить эквивалентные массы вещества и соли.
14. Какое количество H_2SO_4 израсходуется при вытеснении из нее 11,2 л (н.у.) водорода каким-нибудь металлом?

15. При обработке серной кислотой 1 г смеси магния, с оксидом магния выделилось 0,224 л (н.у.) водорода. Определить процентное содержание оксида магния в исходной смеси.

16. При растворении в кислоте 2,33 г смеси железа и цинка было получено 0,896л (н.у.) водорода. Определить состав смеси (в граммах).

17. Вычислите эквивалентную массу и эквивалент H_3PO_4 в реакциях образования: а) гидрофосфата; б) гидроортофосфата; в) ортофосфата.

18. В каком количестве $\text{Cr}(\text{OH})_3$ содержится столько же эквивалентов, сколько в 174,96г $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

19. В 4,96г оксида одновалентного металла содержится 3,68г металла. Вычислите эквивалентные массы металла и его оксида. Чему равна мольная и атомная масса этого металла?

20. Напишите уравнения реакций $\text{Fe}(\text{OH})_3$ с хлороводородной кислотой, при которых образуется следующие соединения железа: а) хлорид дигидроксожелеза; б) хлорид гидроксожелеза; в) хлорид железа. Вычислите эквивалент и эквивалентную массу $\text{Fe}(\text{OH})_3$ в каждой из реакций.

Строение атома. Химическая связь и строение вещества (задания 21–60)

21. Напишите электронные формулы атомов хрома и свинца. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

22. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: 5s или 3d; 4s или 4p? Почему? Составьте электронную формулу атома элемента, порядковый номер которого 34.

23. Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 23 и 29. Учтите, что у последнего происходит провал одного 4s-электрона на 3d-подуровень. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

24. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: 4d или 5s; 6s или 5p? Почему? Составьте электронную формулу атома элемента, порядковый номер которого 43.

25. Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 24 и 36. Какие электроны этих атомов являются валентными?

26. Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 16 и 24. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов и какие электроны их атомов являются валентными?

27. Чем отличается последовательность в заполнении атомных орбиталей у атомов d-элементов от последовательности заполнения их у атомов s- и p-элементов? Составьте электронную формулу атома элемента с порядковым номером 46.

28. Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 24 и 42, учитывая, что у первого происходит провал одного s-электрона на d-подуровень. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов, и какие электроны их атомов являются валентными?

29. В чем заключается принцип несовместимости Паули? Может ли быть на каком-нибудь подуровне атома p- или d-электронов? Почему? Составьте электронную формулу атома элемента с порядковым номером 26 и укажите его валентные электроны.

30. Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 23 и 42, учитывая, что у последнего происходит провал одного 5s-электрона на 4d-подуровень. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов, и какие электроны их атомов являются валентными?

31. Объясните принципы и правила, определяющие последовательность заполнения атомных орбиталей электронами. Напишите электронную формулу элемента с порядковым номером 28.

32. 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?

33. Объясните, исходя из электронного строения атомов, каков физический смысл номера периода и номера группы. Напишите электронные формулы атомов следующих элементов: а) калия, б) ванадия, г) мышьяка.

34. Какие элементы называются электронными аналогами? Перечислите электронные аналоги в шестой группе периодической системы элементов. Какой общей электронной формулой можно описать конфигурацию внешнего электронного слоя халькогенов?

35. Какую низшую степень окисления проявляют хлор, сера, азот и углерод? Почему? Составьте формулы соединений алюминия с данными элементами в этой их степени окисления. Как называются соответствующие соединения?

36. У какого из p-элементов пятой группы периодической системы – фосфора или сурьмы – сильнее выражены неметаллические свойства? Какой из водородных соединений данных элементов является более сильным восстановителем? Ответ мотивируйте строением атома этих элементов.

37. Исходя из положения металла в периодической системе, дайте мотивированный ответ на вопрос: какой из двух гидроксидов имеет более сильное основание: $\text{Ba}(\text{OH})_2$ или $\text{Mg}(\text{OH})_2$; $\text{Ca}(\text{OH})_2$ или $\text{Fe}(\text{OH})_2$; $\text{Cd}(\text{OH})_2$ или $\text{Sr}(\text{OH})_2$? Обоснуйте вам выбор.

38. Напишите электронную формулу атомов элементов 15, 35. Какой смысл вкладывают в себя понятия s-,p-,d-,f- электронных облаков. Как изобразить их графически?

39. Что понимают под возбужденным состоянием атома? Напишите электронную формулу атома серы, находящегося в нормальном и возбужденном состояниях? Представьте графические электронные формулы для этих соединений.

40. Что характеризуют квантовые числа? Каково соотношение между ними? Комбинация каких атомных орбиталей, в каком количестве возможна для главного квантового числа равного 4?

41. Какую химическую связь называют ковалентной? Чем можно объяснить направленность ковалентной связи? За счет какой связи происходит образования иона гидроксония $[\text{H}_3\text{O}]^+$. Изобразите в виде схемы.

42. Какая ковалентная связь называется неполярной и какая полярной? Что служит количественной мерой полярности ковалентной связи? Энтальпия образования (ΔH), т. е. теплота образования, молекулы H_2 равна – 430 кДж/моль, молекулы O_2 – 780 кДж/моль, N_2 – 934 кДж/моль. Какие вещества из приведенных обладает более прочной химической связью?

43. Какой способ образования ковалентной связи называется донорно-акцепторным? Изобразите ковалентную связь в ионе $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$; укажите какие ионы представляют «донор», какие «акцептор».

44. Как метод валентных связей (ВС) объясняет линейное строение молекулы CO_2 и тетраэдрическое – CF_4 ?

45. Какая ковалентная связь называется s-связью и какая p-связью? Что следует понимать под «перекрыванием атомных орбиталей»? Какие виды перекрывания вам известны? Рассмотрите на примере строения молекулы ацетилен.

46. В каких соединениях возникает водородная связь? Чем характеризуется вещества, молекулы которых образуют водородную связь. Приведите схему образования водородной связи на примере воды H_2O .

47. Какой атом или ион служит донором электронной пары при образовании комплексного иона: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$. Ответ мотивируйте.

48. Что называется дипольным моментом? Какая из молекул HCl , HBr , HI имеет наибольший дипольный момент? Почему? Составьте электронную схему строения молекулы PH_3 .

49. Почему молекулы CO , BF_3 , CH_4 неполярны, а молекулы H_2O и NH_3 , HF – полярны? Ответ мотивируйте.

50. Составьте электронные схемы строения молекул HCl , N_2 , CH_4 . В каких молекулах ковалентная связь является полярной? Как метод валентных связей объясняет угловое строение молекулы H_2O ?

51. Как изменяется степень полярности водородосоединений элементов подгруппы кислорода и галогенов в рядах: 1. H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te , H_2Po ; 2. HF , HCl , HBr и HI . Ответ мотивируйте.

52. Чем является количественная характеристика степени полярности молекул? Чему равен D (дебай) – ед. дипольного момента. Какие из приведенных молекул полярны: CO_2 , H_2O , NH_3 , BeF_2 , CH_4 . Почему?

53. Какая химическая связь называется водородной? Между молекулами каких веществ она образуется? Почему вода H_2O и фтороводород HF при обычных условиях - жидкость, а их аналоги (H_2S , H_2Se , H_2Te и HCl , HBr , HI) – газообразные вещества?

54. Что следует понимать под степенью окисления атома? Определите степень окисления и валентность, определяемую числом неспаренных электронов атома углерода в соединениях HCOH , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, CH_3COOH , CO .

55. Объясните с позиций метода ВС (валентных связей) возможность образования молекулы C_2N_2 ?

56. Какая химическая связь называется координационной или донорно-акцепторной? Разберите строение комплекса $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$. Укажите донор и акцептор.

57. Какие электроны атома бора участвуют в образовании ковалентных связей? Как метод валентных связей (ВС) объясняет электронное строение молекулы BF_3 и иона BF_4^- ?

58. Как метод молекулярных орбиталей (МО) объясняет парамагнитные свойства молекулы кислорода? Нарисуйте энергетическую схему образования молекулы O_2 в методе МО.

59. Нарисуйте энергетическую схему образования молекулы B_2 , F_2 , BF с позиции метода молекулярных орбиталей (МО). Сколько электронов находится на связывающих и разрыхляющих орбиталях?

60. Энергия диссоциации молекул N_2 и CO соответственно равны 945 и 1071 кДж/моль. Объясните близость этих значений с позиций методов ВС (валентных связей) и МО (молекулярных орбиталей) Нарисуйте энергетическую схему образования молекулы этих молекул. Сколько электронов находится на связывающих и разрыхляющих орбиталях?

Химическая термодинамика (61–80)

61. При сжигании графита образовался оксид углерода (IV) массой 8,86 г. Вычислите теплоту образования CO_2 из элементов. Тепловой эффект реакции $\Delta H = -79,2$ кДж.

62. Стандартная теплота образования $\text{MgO}(к)$ и $\text{CO}_2(г)$ соответственно равна $-601,8$ и $-393,5$ кДж/моль. Теплота разложения MgCO_3 на MgO и CO_2 ΔH

= +100,7 кДж/моль. Используя эти данные, найдите теплоту образования MgCO_3 из элементов (ΔH°_{298}).

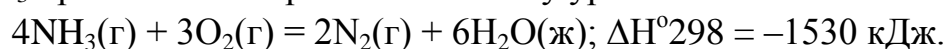
63. Вычислите стандартную теплоту образования бензола C_6H_6 из элементов, если стандартная теплота его сгорания равна $-3301,3$ кДж/моль, а $\Delta H^\circ_{298}(\text{CO}_2)(\text{г}) = -393,5$ и $\Delta H^\circ_{298}(\text{H}_2\text{O})(\text{ж}) = -285,8$ кДж/моль.

64. Найдите ΔH°_{298} для реакции $\text{CaO}(\text{к}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{к})$.

65. Исходя из теплового эффекта реакции $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{CO}(\text{г}) = 2\text{Fe}(\text{к}) + 3\text{CO}_2(\text{г})$, равного $-26,8$ кДж, вычислите ΔH°_{298} образования оксида железа (III).

66. Вычислите тепловой эффект реакции горения этилена $\text{C}_2\text{H}_4(\text{г})$, учитывая, что ее продуктами являются $\text{CO}_2(\text{г})$ и $\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$.

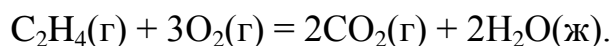
67. Найдите стандартную теплоту образования $\text{NH}_3(\text{г})$, зная, что окисление NH_3 протекает по термохимическому уравнению:



68. Найдите ΔG°_{298} реакции $\text{CO}(\text{г}) + 1/2\text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г})$. Объясните, почему в данной реакции энтропия убывает.

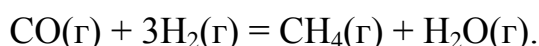
69. Найдите ΔG°_{298} реакции $1/2\text{N}_2(\text{г}) + 3/2\text{H}_2(\text{г}) = \text{NH}_3(\text{г})$. Как будет изменяться ΔG с ростом температуры для данной реакции, если ΔH при этом остается практически постоянной величиной?

70. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔG°_{298} реакции, протекающей по уравнению:



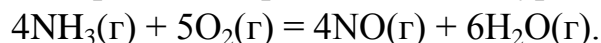
Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

71. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔG°_{298} реакции, протекающей по уравнению:



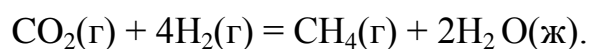
Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

72. Определите ΔG°_{298} реакции, протекающей по уравнению:



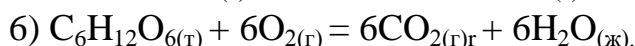
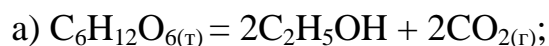
Вычисления сделайте на основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ. Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

73. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔG°_{298} реакции, протекающей по уравнению:



Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

74. Вычислить значение ΔH протекающих в организме реакций превращения глюкозы:



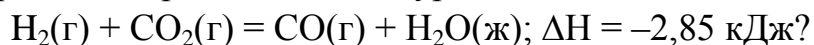
Какая из этих реакций поставляет организму больше энергии?

75. Вычислить ΔH°_{298} образования $\text{MgCO}_{3(\text{т})}$, пользуясь следующими данными:



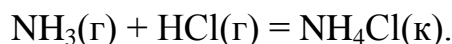
76. Сравнить ΔH реакции восстановления оксида железа (III) различными восстановителями: а) $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{т})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} = 2\text{Fe}_{(\text{т})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{т})}$; б) $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{г})} + 3\text{C}_{\text{графит}} = 2\text{Fe}_{(\text{т})} + 3\text{CO}_{(\text{т})}$; в) $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{т})} + 3\text{C}_{(\text{г})} = 2\text{Fe}_{(\text{т})} + 3\text{C}_{2(\text{т})}$

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



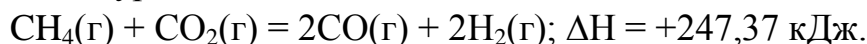
Зная тепловой эффект реакции и абсолютные стандартные энтропии соответствующих веществ, определите ΔG°_{298} этой реакции.

78. Исходя из значений стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ, вычислите ΔG°_{298} реакции, протекающей по уравнению:



Может ли эта реакция при стандартных условиях идти самопроизвольно?

79. Эндотермическая реакция взаимодействия металла с диоксидом углерода протекает по уравнению:



При какой температуре начнется эта реакция?

80. При какой температуре наступит равновесие системы:



Химическая кинетика и химическое равновесие (задания 81–100)

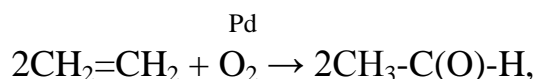
81. Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры от 30 до 70 °С, если температурный коэффициент реакции равен 2.

82. Дайте определение понятия «скорость химической реакции», укажите её размерность для реакции, протекающей в объёме фазы, и для реакции, протекающей на границе раздела фаз.

83. Дайте определения понятий «порядок химической реакции» и «молекулярность химической реакции», укажите принципиальное различие между ними.

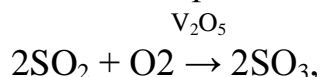
84. Как и во сколько раз изменится скорость образования аммиака в реакции: $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$, если увеличить давление в исходной системе в три раза?

85. Как и во сколько раз изменится скорость образования ацетальдегида в реакции:



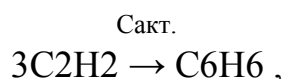
если уменьшить давление в исходной системе в 2 раза?

86. Как и во сколько раз изменится скорость образования SO_3 в реакции:



если увеличить концентрацию сернистого газа в два раза, а концентрацию кислорода в три раза?

87. Как и во сколько раз изменится скорость образования бензола в реакции:



если увеличить давление в исходной системе в 4 раза?

88. Дайте определение понятия «механизм химической реакции».

89. Если химическая реакция представляет собой многостадийный процесс, то какая стадия называется лимитирующей?

90. Дайте определения понятий «катализ», «катализатор». Приведите примеры.

91. Дайте определения понятий «фермент», «ферментативная реакция». Почему для ферментативных реакций характерно сочетание мягких условий и очень высокого выхода? Приведите примеры.

92. Дайте определения понятий «ингибитор», «каталитический яд». Приведите примеры.

93. Дайте определение понятия «энергия активации».

94. Скорость некоторой реакции при повышении температуры с 300 до 350 °К возросла в 32 раза. Чему равен температурный коэффициент этой реакции?

95. Как и во сколько раз изменится скорость образования NO_2 в реакции: $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$, если уменьшить давление в исходной системе в четыре раза?

96. Температурный коэффициент некоторой реакции равен 2,5. Как изменится скорость этой реакции при понижении температуры с 290 до 260 °К?

97. Как и во сколько раз изменится скорость гидрирования ацетилена в реакции: $C_2H_2 + 2H_2 \rightarrow C_2H_6$, если увеличить давление в исходной системе в три раза?

98. Как изменится скорость некоторой реакции при повышении температуры с 290 до 320 К, если температурный коэффициент этой реакции равен 5?

99. Скорость некоторой реакции при понижении температуры с 300 до 270 °К упала в 27 раз. Чему равен температурный коэффициент этой реакции?

100. Скорость некоторой реакции при повышении температуры с 290 до 330 °К возросла в 256 раз. Чему равен температурный коэффициент этой реакции?

Способы выражения концентрации растворов. Гидролиз солей (задания 101–140)

101. Смешали 200 г раствора с массовой долей растворенного вещества 1 % и 50 г раствора с массовой долей 4 %. Вычислите массовую долю полученного раствора.

102. 125 л хлористого водорода (н.у.) растворили в 500 мл воды. Определите массовую долю HCl в полученном растворе.

103. В каком объёме 1 М раствора серной кислоты содержится 4,9 г H₂SO₄.

104. Сколько (мл) 20%-ного раствора соляной кислоты с плотностью 1,098 г/мл потребуется для приготовления 1 л 2 М раствора?

105. Сколько (мл) 0,5 N раствора BaCl₂ можно приготовить из 24,4 г BaCl₂ · 2H₂O? Ответ: 400 мл.

106. В какой массе эфира надо растворить 3,04 г анилина C₆H₅NH₂, чтобы получить раствор, молярность которого равна 0,3 моль/л

107. Какой объём 3 N раствора должен быть прибавлен к 900 мл 0,5 N раствора этого же вещества, чтобы концентрация стала 1 N?

108. На реакцию с раствором, содержащим 0,498 г Na₂B₄O₇ · 10H₂O, израсходовано 25,2 мл раствора HCl. Вычислите молярную концентрацию эквивалента (нормальную концентрацию) раствора соляной кислоты

109. Дайте формулировку и приведите математическое выражение закона Рауля.

110. Какие два следствия вытекают из закона Рауля? Когда жидкости затвердевают (кристаллизуются), закипают?

111. Какие характеристики называют эбулиоскопической и криоскопической константами? Зависят ли они от природы растворённого вещества и растворителя?

112. Верно ли утверждение, что все одномолярные водные растворы неэлектролитов: а) закипают при 100,52 °С, б) кристаллизуются при –1,86 °С? Ответ мотивируйте.

113. Что называют изотоническим коэффициентом? Каков физический смысл изотонического коэффициента? Какие методы используют для экспериментального определения его?

114. Вычислите осмотическое давление при 25 °С раствора, в 5 л которого содержится 171 г сахара ($C_{12}H_{22}O_{11}$).

115. 400 мл раствора содержит 2 г растворённого вещества. Осмотическое давление раствора при 27 °С $1,216 \cdot 10^5$ Па. Определите молярную массу растворённого вещества.

116. Раствор сахарозы ($C_{12}H_{22}O_{11}$) при 0° С имеет осмотическое давление $7,1 \cdot 10^5$ Па. Сколько (г) сахарозы содержится в 250 мл такого раствора?

117. Сколько (г) этанола (C_2H_5OH) надо растворить в 500 мл воды, чтобы осмотическое давление раствора при 20 °С составляло $4,052 \cdot 10^5$ Па. Объём раствора принять равным объёму воды.

118. 200 мл раствора содержит 1 г растворённого вещества. При 20 °С раствор имеет осмотическое давление $4,3 \cdot 10^5$ Па. Определите молярную массу растворённого вещества.

119. Определите, будут ли при одной и той же температуре изотоническими 3%-ные водные растворы сахарозы ($C_{12}H_{22}O_{11}$) и глицерина ($C_3H_8O_3$). Плотности растворов принять равными 1 г/мл. Подтвердить расчетами.

120. Рассчитайте осмотическое давление при 3100 К 20%-ного водного раствора глюкозы ($\rho = 1,08$ г/мл), применяемого для внутривенного введения при отёке лёгкого. $P_{осм}$ крови равно 740 – 780 кПа?

121. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения совместного гидролиза, происходящего при смешивании растворов K_2S и $CrCl_3$. Каждая из взятых солей гидролизуеться необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты.

122. К раствору $FeCl_3$ добавили следующие вещества: а) HCl ; б) KOH ; в) $ZnCl_2$; г) Na_2CO_3 . В каких случаях гидролиз хлорида железа (III) усилится? Почему? Составьте ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

123. Какие из солей $Al_2(SO_4)_3$, K_2S , $Pb(NO_3)_2$, KCl подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение $pH (> 7 <)$ имеют растворы этих солей?

124. При смешивании растворов $FeCl_3$ и Na_2CO_3 каждая из взятых солей гидролизуеться необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты. Выразите этот совместный гидролиз ионно-молекулярным и молекулярным уравнениями.

125. К раствору Na_2CO_3 добавили следующие вещества: а) HCl ; б) $NaOH$; в) $(NO_3)_2$; г) K_2S . В каких случаях гидролиз карбоната натрия усилится?

Почему? Составьте ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

126. Какое значение pH ($> 7 <$) имеют растворы солей Na_2S , AlCl_3 , NiSO_4 ? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

127. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, Na_2CO_3 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$. Какое значение pH ($> 7 <$) имеют растворы этих солей?

128. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей HCOOK , ZnSO_4 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$. Какое значение pH ($> 7 <$) имеют растворы этих солей?

129. Какое значение pH ($> 7 <$) имеют растворы солей Na_3PO_4 , K_2S , CuSO_4 ? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

130. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей CuCl_2 , Cs_2CO_3 , $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$. Какое значение pH ($> 7 <$) имеют растворы этих солей?

131. Какие из солей RbCl , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, Na_2SO_3 подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH ($> 7 <$) имеют растворы этих солей?

132. К раствору $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ добавили следующие вещества: а) H_2SO_4 ; б) KOH , в) Na_2SO_3 ; г) ZnSO_4 . В каких случаях гидролиз сульфата алюминия усилится? Почему? Составьте ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

133. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: Na_2CO_3 или Na_2SO_3 ; FeCl_3 или FeCl_2 ? Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

134. При смешивании растворов $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и Na_2CO_3 каждая из взятых солей гидролизуется необратимо до конца с образованием соответствующих оснований и кислоты. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнение происходящего совместного гидролиза.

135. Какие из солей NaBr , Na_2S , K_2CO_3 , CoCl_2 подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH ($> 7 <$) имеют растворы этих солей?

136. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: NaCN или NaClO ; MgCl_2 или ZnCl_2 ? Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

137. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза соли, раствор которой имеет: а) щелочную реакцию; б) кислую реакцию.

138. Какое значение рН (> 7 $<$) имеют растворы следующих солей: K_3PO_4 , $Pb(NO_3)_2$, Na_2S ? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

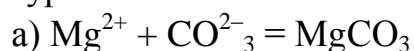
139. Какие из солей K_2CO_3 , $FeCl_3$, K_2SO_4 , $ZnCl_2$ подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение рН (> 7 $<$) имеют растворы этих солей?

140. При смешивании растворов $Al_2(SO_4)_3$ и Na_2S каждая из взятых солей гидролизуется необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты. Выразите этот совместный гидролиз ионно-молекулярным и молекулярным уравнениями.

Электролитическая диссоциация (141–160)

141. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) K_2S и HCl ; б) $FeSO_4$ и $(NH_4)_2S$; в) $Cr(OH)_3$ и KOH .

142. Составьте по три молекулярных уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



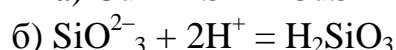
143. Какое из веществ: $Al(OH)_3$; H_2SO_4 ; $Ba(OH)_2$ – будет взаимодействовать с гидроксидом калия? Выразите эти реакции молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.

144. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакции взаимодействия в растворах между: а) $KHCO_3$ и H_2SO_4 ; б) $Zn(OH)_2$ и $NaOH$; в) $CaCl_2$ и $AgNO_3$.

145. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) $NaHCO_3$ и $NaOH$; б) K_2SiO_3 и HCl ; в) $BaCl_2$ и Na_2SO_4

146. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между а) $CuSO_4$ и H_2S ; б) $BaCO_3$ и HNO_3 ; в) $FeCl_3$ и KOH .

147. Составьте по три молекулярных уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



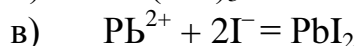
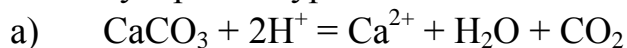
148. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между а) $Sn(OH)_2$ и HCl ; б) $BeSO_4$ и KOH ; в) NH_4Cl и $Ba(OH)_2$.

149. Какое из веществ: $KHCO_3$, CH_3COOH , $NiSO_4$, Na_2S – взаимодействует с раствором серной кислоты? Запишите молекулярные и ионно-

молекулярные уравнения этих реакций.

150. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) AgNO_3 и K_2CrO_4 ; б) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и KI ; в) CdSO_4 и Na_2S .

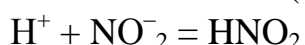
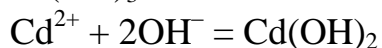
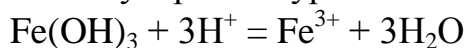
151. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



152. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) $\text{Be}(\text{OH})_2$ и NaOH ; б) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и HNO_3 ; в) ZnOHNO_3 и HNO_3 .

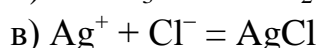
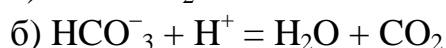
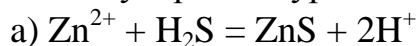
153. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) Na_3PO_4 и CaCl_2 ; б) K_2CO_3 и BaCl_2 ; в) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и KOH .

154. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



155. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) CdS и HCl ; б) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и NaOH ; в) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и CoCl_2 .

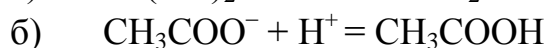
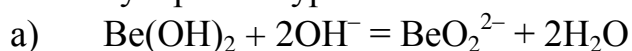
156. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



157. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) H_2SO_4 и $\text{Ba}(\text{OH})_2$; б) FeCl_3 и NH_4OH ; в) CH_3COONa и HCl .

158. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) FeCl_3 и KOH ; б) NiSO_4 и $(\text{NH}_4)_2\text{S}$; в) MgCO_3 и HNO_3 .

159. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



160. Какое из веществ: NaCl , NiSO_4 , $\text{Be}(\text{OH})_2$, KHCO_3 – взаимодействует с раствором гидроксида натрия. Запишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения этих реакций.

Комплексные соединения (задания 161–180)

161. Определите, чему равны заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$, $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

162. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений платины: $\text{PtCl}_4 \cdot 6\text{NH}_3$, $\text{PtCl}_4 \cdot 4\text{NH}_3$, $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{NH}_3$. Координационное число платины (IV) равно шести. Напишите уравнение диссоциации этих соединений в водных растворах. Какое из соединений является комплексным неэлектролитом?

163. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений кобальта: $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$, $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$, $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$.

Координационное число кобальта (III) равно шести. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

164. Определите, чему равны заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число сурьмы в соединениях $\text{Rb}[\text{SbBr}_6]$, $\text{K}[\text{SbCl}_6]$, $\text{Na}[\text{Sb}(\text{SO}_4)_2]$. Как диссоциируют эти соединения в водных растворах?

165. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений серебра: $\text{AgCl} \cdot 2\text{NH}_3$, $\text{AgCN} \cdot \text{KCN}$, $\text{AgNO}_2 \cdot \text{NaNO}_2$. Координационное число серебра равно двум. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

166. Определите, чему равны заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{K}_4[\text{TiCl}_8]$, $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$. Как диссоциируют эти соединения в водных растворах?

167. Из сочетания частиц Co^{3+} , NH_3 , NO_2^- и K^+ можно составить семь координационных формул комплексных соединений кобальта, одна из которых $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_2)_3$. Составьте формулы других шести соединений и напишите уравнения их диссоциации в водных растворах.

168. Определите, чему равен заряд следующих комплексных ионов: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]$, $[\text{HgBr}_4]$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, если комплексообразователями являются Cr^{3+} , Hg^{2+} , Fe^{3+} . Напишите формулы соединений, содержащих эти комплексные ионы,

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

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

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

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

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

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

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

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

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

178. Хлорид серебра растворяется в растворах аммиака и тиосульфата натрия. Дайте этому объяснение и напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций,

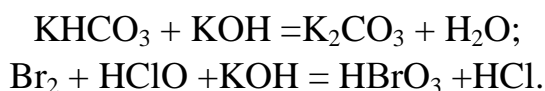
179. Какие комплексные соединения называются двойными солями? Напишите уравнения диссоциации солей $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ в водном растворе. В каком случае выпадает осадок гидроксида железа (II), если к каж-

дой из них прилить раствор щелочи? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакции.

180. Константы нестойкости комплексных ионов $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ соответственно равны $6,2 \cdot 10^{-36}$, $1,0 \cdot 10^{-37}$, $1,0 \cdot 10^{-44}$. Какой из этих ионов является более прочным? Напишите выражения для констант нестойкости указанных комплексных ионов и формулы соединений, содержащих эти ионы.

Окислительно-восстановительные реакции (задания 181–200)

181. Какая из приведенных реакций является окислительно-восстановительной:



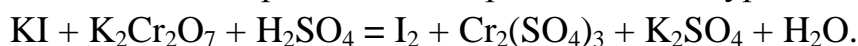
Расставить коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции, составив электронно-ионные уравнения. Указать, какое вещество является окислителем, а какое – восстановителем.

182. Реакция протекает по схеме:



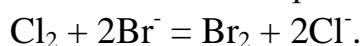
Составить электронно-ионные уравнения. Расставить коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции. Указать, какое вещество является окислителем, а какое – восстановителем. Вычислить ЭДС.

183. Составить для схемы реакции электронно-ионные уравнения:



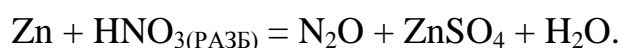
Расставить коэффициенты в уравнении реакции. Определить молярные массы эквивалентов восстановителя и окислителя.

184. Установить направление возможного протекания реакции:



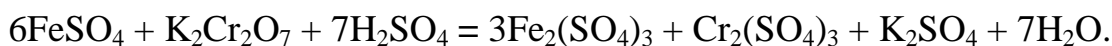
Вычислить ЭДС, выписав значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов из справочной таблицы.

185. Реакции протекают по схемам:

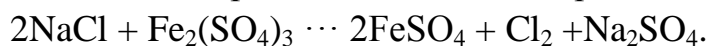


Расставить коэффициенты в уравнении реакции. Определить эквивалентную массу азотной кислоты в этой реакции.

186. Определить эквивалентные массы окислителя и восстановителя в реакции:

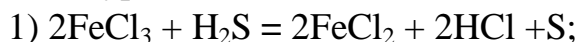


187. Установить, в каком направлении возможно протекание реакции:



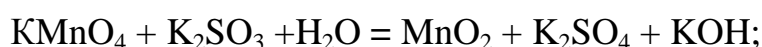
Вычислить ЭДС, выписав значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов из справочной таблицы.

188. Реакции выражаются уравнениями:



Для реакции, являющейся окислительно-восстановительной, расставить коэффициенты, составив электронно-ионные уравнения. Во второй реакции определить эквивалентную массу $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

189. Почему сернистая кислота и ее соли могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? На основании электронно-ионных уравнений подобрать коэффициенты в уравнениях реакций, идущих по схемам:



190. Установить направление возможного протекания реакции

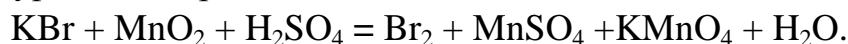


Вычислить ЭДС. Значения окислительно-восстановительных потенциалов найти в справочных таблицах.

191. Определить эквивалентные массы окислителя и восстановителя в реакции: $2\text{KMnO}_4 + 5\text{H}_3\text{PO}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + 5\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$.

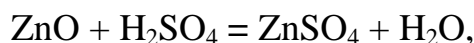
192. На основании электронно-ионных уравнений подобрать коэффициенты к уравнению реакции (дописать нужное количество молекул воды): $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$.

193. На основании электронно-ионных уравнений подобрать коэффициенты к уравнению реакции:

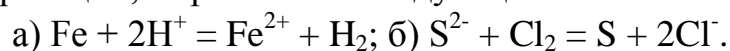


Вычислить молярную массу эквивалента окислителя.

194. Какая из приведенных ниже реакций является окислительно-восстановительной? Составить соответствующие электронно-ионные уравнения:



195. Составить электронно-ионные уравнения окислительно-восстановительных реакций, выражаемых следующими ионными уравнениями:



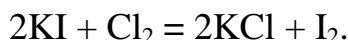
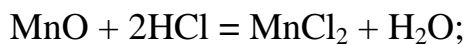
196. На основании электронно-ионных уравнений подобрать коэффициенты к уравнению реакции: $\text{FeS} + \text{HNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2$.

Определить направление протекания реакции.

197. Составить полное уравнение реакции. Коэффициенты подобрать методом электронно-ионного баланса.

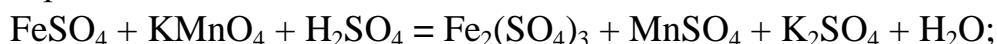


198. Реакции выражаются уравнениями:



Для окислительно-восстановительной реакции коэффициенты подобрать методом электронно-ионного баланса (полуреакций).

199. Составить полное уравнение реакции. Коэффициенты подобрать методом электронно-ионного баланса.



200. Составить полное уравнение реакции. Коэффициенты подобрать методом электронно-ионного баланса: $\text{Ag} + \text{HNO}_3 = \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Коррозия металлов (201–220)

201. Рассмотреть электрохимическую коррозию в кислой среде изделия из сплава Cu-Zn. Привести уравнения катодной и анодной реакций.

202. Как протекает атмосферная коррозия изделия из железа с никелевым покрытием в случае нарушения герметичности последнего? Привести уравнения катодного и анодного процесса.

203. Привести пример металлического катодного покрытия для изделия из никеля. Составить уравнения катодной и анодной реакций коррозии при нарушении покрытия в деаэрированной воде.

204. Рассмотреть электрохимическую коррозию изделия из стали в кислой среде. Привести уравнения катодной и анодной реакций. Предложить возможные способы защиты.

205. Как протекает атмосферная коррозия изделия из железа с оловянным покрытием в случае нарушения герметичности последнего? Привести уравнения катодной и анодной реакций.

206. Рассмотреть электрохимическую коррозию изделия из сплава Fe-Cu в деаэрированной воде. Привести уравнения катодной и анодной реакций.

207. Привести пример металла анодного покрытия для изделия из никеля. Составить уравнения катодной и анодной реакций, протекающих при коррозии этого изделия в деаэрированной воде при нарушении целостности покрытия.

208. Рассмотреть электрохимическую коррозию изделия из стали в деаэрированной воде. Привести уравнения катодной и анодной реакций. Предложить возможные способы защиты.

209. Подобрать металл для протектора, который должен служить для защиты железного изделия от электрохимической коррозии в воде. Привести уравнения катодной и анодной реакций.

210. Предложить анодное покрытие для изделия из олова. Составить уравнения катодной и анодной реакций, протекающих при атмосферной

коррозии этого изделия в деаэрированной воде при нарушении целостности покрытия.

211. Возможно ли использование медных заклепок на стальных конструкциях, которые эксплуатируются в морской воде? Ответ обосновать.

212. Какой металл целесообразней выбрать для протекторной защиты от коррозии свинца: цинк, магний или хром? Почему? Составить уравнения анодного и катодного процессов атмосферной коррозии.

213. Рассмотреть атмосферную коррозию изделия из стали. Привести уравнения катодной и анодной реакций. Предложить возможные способы защиты.

214. Рассмотреть электрохимическую коррозию изделия из сплава Fe-Cd в деаэрированной воде. Привести уравнения катодной и анодной реакций.

215. Предложить катодное покрытие для изделия из олова. Составить уравнения катодной и анодной реакций, протекающих при атмосферной коррозии этого изделия в деаэрированной воде при нарушении целостности покрытия.

216. Две металлоконструкции, изготовленные из стали, эксплуатируются в морской и дистиллированной воде. В каком случае скорость коррозии будет выше? Привести уравнения катодной и анодной реакций для каждой коррозионной среды.

217. Как протекает атмосферная коррозия изделия из железа с кадмиевым покрытием в случае нарушения герметичности последнего? Привести уравнения катодной и анодной реакций.

218. Рассмотреть электрохимическую коррозию изделия из сплава Ni-Cu деаэрированной воде. Привести уравнения катодной и анодной реакций.

219. Привести пример металла катодного покрытия для изделия из стали. Составить уравнения реакций катодного и анодного процессов, протекающих при коррозии этого изделия в аэрированной воде.

220. Две железные пластинки, частично покрытые одна оловом, другая медью, находятся во влажном воздухе. На какой из них быстрее образуется ржавчина? Мотивировать ответ.

Электролиз растворов солей (задания 221–240)

221. Электролиз раствора Na_2SO_4 проводили при силе тока 3 А в течение 1,5 ч. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах. Какая масса воды при этом разложилась и чему равен объем газов (н.у.), выделившихся на катоде и аноде? При электролизе соли некоторого металла в течение 3-х ч при силе тока 3,6А на катоде выделилось 3,5 г этого металла. Вычислите эквивалентную массу металла.

222. При электролизе раствора CuSO_4 на аноде выделилось 334см^3 газа

(н.у.). Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах, и вычислите, какая масса меди выделилась на катоде.

223. Электролиз раствора K_2SO_4 проводили в течение 3-х ч при силе тока 3,5 А. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах. Какая масса воды при этом разложилась и чему равен объем газов (н.у.), выделившихся на катоде и аноде?

224. Электролиз раствора нитрата серебра проводили при силе тока 4 А в течение 2-х ч. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах. Какая масса серебра выделилась на катоде и каков объем газа (н.у.), выделившегося на аноде?

225. Электролиз раствора сульфата некоторого металла проводили при силе тока 12 А в течение 90 мин, в результате чего на катоде выделилось 10,94 г металла. Вычислите эквивалентную массу металла.

226. Насколько уменьшится масса серебряного анода, если электролиз раствора $AgNO_3$ проводить при силе тока 1 А в течение 19 мин 10 с? Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на графитовых электродах.

227. Электролиз раствора сульфата цинка проводили в течение 2-х ч, в результате чего выделилось 3 л кислорода (н.у.). Составьте уравнения электродных процессов и вычислите силу тока.

228. Электролиз раствора $CuSO_4$ проводили с медным анодом в течение 2-х ч при силе тока 25 А. При этом выделилось 112 г меди. Вычислите выход пр. току (отношение массы выделившегося вещества к теоретически возможной). Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах в случае медного и угольного анода.

229. Электролиз раствора $NaCl$ проводили при силе тока 6 А в течение 2,5 ч. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на угольных электродах, и вычислите массу вещества, выделившегося на катоде и аноде?

230. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на угольных электродах при электролизе раствора $CuSO_4$. Если электролиз проводить с серебряным анодом, то его масса уменьшается на 5,4 г. Определите расход электричества при этом.

231. Электролиз раствора нитрата серебра проводили в течение 15 мин при силе тока 2,5 А. Выделилось 0,72 г серебра. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах в случае серебряного и угольного анода. Вычислите выход по току (отношение массы выделившегося вещества к теоретически возможной).

232. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на графитовых электродах при электролизе расплавов и водных растворов NaI и $NaOH$. Сколько литров (н.у.) газа выделится на аноде при электролизе гидроксида натрия, если электролиз проводить 30 мин при силе тока 0,5 А?

233. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на графитовых электродах при электролизе раствора KCl . Какая масса вещества выделяется на катоде и аноде, если электролиз проводить в течение 1 ч 35 мин при силе тока 15 А?

234. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на угольных электродах при электролизе раствора $NaCl$. Вычислите массу вещества, выделившейся на катоде, если на аноде выделилось 560 мл газа (н.у.).

235. При электролизе соли трехвалентного металла при силе тока 1,5 А в течение 30 мин на катоде выделилось 1,071 г металла. Вычислите атомную массу металла.

236. Напишите катодный и анодный процесс электролиза водного раствора (с инертными электродами) $FeCl_3$. Какая масса вещества выделяется на катоде и аноде, если электролиз проводить в течение 1 ч 35 мин при силе тока 15 А?

237. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на угольных электродах при электролизе раствора K_2SO_4 . Вычислите массу вещества, выделяющегося на катоде, если на аноде выделяется 2,24 л газа (н.у.). Какая масса H_2SO_4 образуется при этом возле анода?

238. При электролизе раствора соли кадмия израсходовано 3434 Кл электричества. Выделилось 2 г кадмия. Чему равна эквивалентная масса кадмия? Напишите уравнения электролиза водного раствора данной соли с графитовыми электродами

239. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора $NaOH$. Чему равна сила тока, если в течение 1 ч 15 мин 20 с на аноде выделилось 6,4 г газа? Сколько литров газа (н.у.) выделилось при этом на катоде?

240. Электролиз раствора нитрата серебра проводили в течение 15 мин при силе тока 2,5 А. Выделилось 0,72 г серебра. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах в случае серебряного и угольного анода. Вычислите выход по току (отношение массы выделившегося вещества к теоретически возможной).

Приложение 2

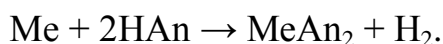
Примеры выполнения заданий по контрольной работе

Закон эквивалентов

Пример 1. При взаимодействии 8 г двухвалентного металла с кислотой выделилось 4,48 л водорода (н.у.). Вычислить молярную массу эквивалента и атомную массу металла.

Решение:

1. Записываем схему взаимодействия металла с кислотой:



2. Вычисляем молярную массу эквивалента водорода. Из схемы реакции видно, что 1 моль водорода (H_2) отдает два электрона.



$Z = n\bar{e}$, т. е. числу электронов, отданных 1 моль водорода.

Следовательно, $Z = 2$, $V_{\text{ЭКВ}}(\text{H}_2) = 22,4 / 2 = 11,2$ л/моль.

3. Записываем выражение закона эквивалентов:

$$m(\text{Me}) / M_{\text{ЭКВ}}(\text{Me}) = V(\text{H}_2) / V_{\text{ЭКВ}}(\text{H}_2).$$

Подставляем числовые значения: $8 / M_{\text{ЭКВ}}(\text{Me}) = 4,48 / 11,2$, молярная масса эквивалента металла равняется $M_{\text{ЭКВ}}(\text{Me}) = 8 \times 11,2 / 4,48 = 20$ г/моль. Из условия задания известно, что валентность металла равняется двум. Валентность металла определяется по формуле: $V = M(\text{Me}) / M_{\text{ЭКВ}}(\text{Me})$, следовательно Молярная масса металла $M(\text{Me}) = 20 \times 2 = 40$ г/моль.

Анализируя Периодическую систему элементов Д. И. Менделеева, находим во второй группе элемент с молярной массой 40. Этот элемент – кальций (Ca).

Пример 2. Некоторое количество металла, эквивалентная масса которого равна 20 г/моль, вытесняет из кислоты 0,6 л водорода, измеренного при нормальных условиях. Определить массу металла.

Решение: Так как число эквивалентности $z(\text{H}_2) = 2$, а молярный объем при нормальных условиях $V_{\text{M}}(\text{H}_2) = 22,4$ л, то эквивалентный объем водорода

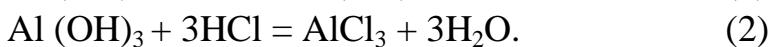
$$V_{\text{Э}}(\text{H}_2) = V_{\text{M}}(\text{H}_2) / z, \quad V_{\text{Э}}(\text{H}_2) 22,4 / 2 = 11,2 \text{ л.}$$

Применяя выражение закона эквивалентов, вычисляем массу металла:

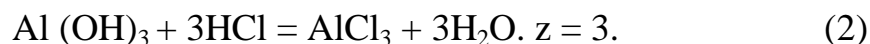
$$m(\text{Me}) / m_{\text{Э}}(\text{Me}) = V(\text{H}_2) / V_{\text{Э}}(\text{H}_2) \text{ или } m(\text{Me}) / 20 = 0,6 / 11,2;$$

$$m(\text{Me}) = 20 \cdot 0,6 / 11,2 = 1,07 \text{ г.}$$

Пример 3. Вычислить молярные массы эквивалента (эквивалентные массы) $\text{Al}(\text{OH})_3$ в реакциях, выражаемых уравнениями:



Решение: Эквивалентная масса сложного вещества, так же как эквивалентная масса элемента, – переменная величина, может иметь различные значения и зависит от того, в какой реакции обмена участвует это вещество.



Эквивалентная масса основания равна его молярной массе (M), деленной на число эквивалентности (z), которое равно числу гидроксильных групп, замещенных на кислотные остатки (анионы). Следовательно, эквивалентная масса основания $m_3(\text{Al}(\text{OH})_3)$ в реакции (1) равна его молярной массе

$$M(\text{Al}(\text{OH})_3) / 1, \text{ а в реакции (2) } m_3(\text{Al}(\text{OH})_3) = M(\text{Al}(\text{OH})_3) / 3 \text{ [г/моль]}.$$

Пример 4. Для растворения 16,8 г двухвалентного металла потребовалось 14,7 г серной кислоты. Определить эквивалентную и атомную массу металла и объем выделившегося водорода (н.у.)

Решение: 1. Мы можем определить эквивалентную массу металла, воспользовавшись законом эквивалентов. Запишем его математическое выражение применительно к данной задаче:

$$\frac{m(\text{Me})}{m_3(\text{Me})} = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{m_3(\text{H}_2\text{SO}_4)},$$

где $m(\text{Me})$ и $m(\text{H}_2\text{SO}_4)$ – массы металла и кислоты, г; $m_3(\text{Me})$ и $m_3(\text{H}_2\text{SO}_4)$ – эквивалентные массы металла и кислоты, г/моль.

2. Эквивалентная масса кислоты определяется следующим отношением:

$$m_3(\text{кислоты}) = \frac{M(\text{кислоты})}{z},$$

где $M(\text{кислоты})$ – молярная масса кислоты, г/моль; Z – основность кислоты – число замещенных катионов водорода ($n\text{H}^+$).

Применительно к данной задаче запишем схему процесса взаимодействия металла с серной кислотой: $\text{Me} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MeSO}_4 + \text{H}_2$, металл замещает оба атома водорода, и основность кислоты равняется двум. Отсюда число эквивалентности $Z = 2$.

$$m_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{M(\text{H}_2\text{SO}_4)}{2} = \frac{98}{2} = 49(\text{г/моль})$$

3. Подставляя значения в математическое выражение закона эквивалентов, получаем значение эквивалентной массы металла:

$$\frac{16,8}{m_3(\text{Me})} = \frac{14,7}{49}, \text{ отсюда } m_3(\text{Me}) = \frac{16,8 \cdot 49}{14,7} = 56(\text{г/моль}).$$

4. Чтобы определить атомную массу металла, воспользуемся формулой:

$$m_3(\text{Me}) = \frac{A_r(\text{Me})}{B(\text{Me})},$$

где $A_r(\text{Me})$ и $B(\text{Me})$ – это соответственно относительная атомная масса и валентность металла. Отсюда $A_r(\text{Me}) = m_3(\text{Me}) \cdot B(\text{Me}) = 56 \cdot 2 = 112 \text{ а.е.м.}$

5. Пользуясь законом эквивалентов, определяем объем выделившегося водорода:

$$\frac{m(\text{Me})}{m_3(\text{Me})} = \frac{V(\text{H}_2)}{V_3(\text{H}_2)},$$

где $V(\text{H}_2)$ – объем водорода, л; $V_3(\text{H}_2)$ – эквивалентный объем водорода, л/моль.

Эквивалентный объем водорода при нормальных условиях равен 11,2 л/моль

$$V(H_2) = \frac{m(\text{Me}) * V_3(H_2)}{m_3(\text{Me})} = \frac{16,8 * 11,2}{56} = 3,36(\text{л}).$$

Строение атома. Химическая связь и строение вещества

При решении заданий, связанных с электронной структурой атомов, следует исходить из того, что любое устойчивое состояние электрона в атоме характеризуется определенными значениями квантовых чисел: главного (n), орбитального (l), магнитного (m) и спинового (s). Состояние электрона в атоме, отвечающее определенным значениям квантовых чисел n , l , m , называется атомной орбиталью (АО). Устойчивому (невозбужденному) состоянию атома отвечает такое распределение электронов по АО, при котором энергия атома минимальна, поэтому атомные орбитали заполняются электронами последовательно возрастанию их энергий (принцип наименьшей энергии).

Пример 1. Какой подуровень заполняется электронами в атоме раньше – 4p или 5s?

Решение: Подуровню 4p отвечает энергия, характеризующаяся суммой $E = (n+l)$, т. е. равной $4+1 = 5$. Подуровню 5s соответствует $\sum(n+l) = 5 + 0 = 5$. Согласно второму правилу Клечковскогo, если энергия на двух подуровнях одинакова, то заполнение подуровня электронами происходит в порядке последовательного возрастания главного квантового числа, т. е. сначала заполняется электронами подуровень 4p, а затем 5s.

Пример 2. Определить полярность связи Н-Н и Н-Сl.

Решение: Из таблицы берем значения ОЭО водорода и хлора. $\text{ОЭО}(\text{H}) = 2,1$, $\text{ОЭО}(\text{Cl}) = 2,83$. Вычисляем $\Delta\text{ОЭО}(\text{H-H}) = 2,1 - 2,1 = 0$ – связь ковалентная неполярная. $\Delta\text{ОЭО}(\text{H-Cl}) = 2,83 - 2,1 = 0,73$ – связь ковалентная полярная. Чем больше значение $\Delta\text{ОЭО}$, тем выше полярность химической связи.

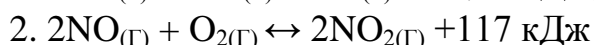
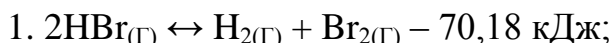
Пример 3. Чем объясняется направленность ковалентной связи? Как направлены связи в молекулах AlCl_3 и PCl_3 ?

Решение: Направленность связи определяется количеством и формой электронных облаков. Связь образуется в направлении наибольшей электронной плотности, наибольшей вытянутости облаков. В молекуле PCl_3 направленность связей определяется формой валентных электронных облаков фосфора. На внешнем уровне фосфора находится 5 электронов $3s^2$ и $3p^3$; неспаренными (валентными) являются 3p электроны, облака которых взаимно перпендикулярны, т. е. форма молекулы пирамидальная (sp^3 -гибридизация). Валентные углы несколько больше прямых вследствие отталкивания атомов хлора друг от друга.

В случае $AlCl_3$ (валентными являются электроны $3s^1 3p^2$) имеет место sp^2 -гибридизация, следовательно, облака трех валентных электронов расположены под углом 120° в одной плоскости. Такое же направление имеют связи, образованные этими электронными облаками с валентными электронами трех атомов хлора. Форма молекулы плоская.

Химическая кинетика и химическое равновесие

Пример 1. В какую сторону сместится равновесие в гомогенных системах



вследствие повышения давления и температуры?

Решение: В первой системе реакция идет без изменения объема, поэтому изменение давления не вызывает смещения равновесия, а повышение температуры приведет к увеличению скорости прямой эндотермической реакции (Принцип Ле Шателье).

Во второй системе повышение давления вызовет смещение равновесия в сторону прямой реакции, идущей с уменьшением объема, а повышение температуры – в сторону обратной реакции (эндотермической).

Способы выражения концентрации растворов. Гидролиз солей

Для решения заданий воспользуйтесь Таблицей 3 Приложения 3.

Пример 1. Вычислить молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов и моляльную концентрацию фосфорной кислоты в 6%-м растворе H_3PO_4 , плотность которого равна $1,031 \text{ г/см}^3$.

Решение: Масса одного литра 6%-го водного раствора фосфорной кислоты (H_3PO_4): $m(\text{р-ра}) = \rho \cdot V$; $m(\text{р-ра}) = 1,031 \cdot 1000 = 1031 \text{ г}$. Масса H_3PO_4 в одном литре раствора составляет:

$$m(H_3PO_4) = m(\text{раствора}) \cdot \omega;$$

$$\omega = m_1(H_3PO_4) / 100;$$

$$m(H_3PO_4) = m(\text{раствора}) \cdot m_1(H_3PO_4) / 100;$$

$$m_1(H_3PO_4) - \text{масса фосфорной кислоты в } 100 \text{ г } 6\% \text{-го раствора};$$

$$m(H_3PO_4) = 1031 \cdot 6 / 100 = 61,86 \text{ г}.$$

Молярную концентрацию (молярность) вычисляем по формуле:

$$C_M = n(\text{в-ва}) / V(\text{р-ра}) = m(\text{в-ва}) / M(\text{в-ва}) \cdot V(\text{р-ра}) \text{ [моль/л];}$$

$$C_M(H_3PO_4) = 61,86 / 98 \cdot 1 = 0,63 \text{ моль/л}.$$

Молярную концентрацию эквивалентов вещества (нормальность) определяем по формуле:

$$C_N = n_{\text{Э}} / V(\text{р-ра}) = m(\text{в-ва}) / m_{\text{Э}}(\text{в-ва}) \cdot V(\text{р-ра}),$$

$$m_{\text{Э}}(H_3PO_4) = M(H_3PO_4) / z(H_3PO_4) \text{ [г/моль];}$$

z – основность кислоты (число катионов водорода в кислоте nH^+),

$$z(H_3PO_4) = 3.$$

$$m_{\text{Э}}(H_3PO_4) = 98/3 = 32,66 \text{ г/моль};$$

$$C_N = 61,86 / 32,66 \cdot 1 = 1,89 \text{ моль/л.}$$

Находим моляльную концентрацию (моляльность) фосфорной кислоты в растворе:

$$C_m = m(\text{в-ва})/M(\text{в-ва}) \cdot m(\text{р-ля}) \text{ [моль/кг];}$$

$$m(H_2O) = 1031 - 61,86 = 969,14 \text{ г} = 0,969 \text{ кг};$$

$$C_m(H_3PO_4) = 61,86 / 98 \cdot 0,969 = 0,65 \text{ моль/кг } (H_2O).$$

Пример 2. В 250 мл воды растворили 8 г хлорида меди(II) $CuCl_2$. Рассчитать массовую и молярную доли растворенного вещества, молярную, моляльную, нормальную концентрацию и титр полученного раствора. Плотность полученного раствора 1,17 г/мл

Для данного раствора рассчитать физико-химические параметры при температуре 25 °С. Степень электролитической диссоциации 0,9.

Решение: 1. Определяем массовую долю (ω %) или процентное содержание (C %) растворенного вещества в полученном растворе.

Массовая доля показывает, сколько граммов растворенного вещества приходится на 100 г раствора.

$$\omega_{\%}(\text{раств.вещ} - \text{ва}) = \frac{m(\text{раств.вещ} - \text{ва})}{m(\text{раствора})} \cdot 100[\%].$$

Найдем массу полученного раствора, она будет складываться из массы воды и массы хлорида меди как растворенного вещества:

$m(\text{раствора}) = m(H_2O) + m(CuCl_2)$, зная что плотность воды $\rho(H_2O) = 1 \text{ г/мл}$; $m(H_2O) = \rho(H_2O) \cdot V(H_2O)$, $m(H_2O) = 1 \cdot 250 = 250 \text{ г}$, $m(\text{раствора}) = 250 + 8 = 258 \text{ (г)}$.

$$\omega_{\%}(CuCl) = \frac{m(CuCl)}{m(\text{раствора})} \cdot 100 = \frac{8}{258} \cdot 100 = 3\%$$

2. Рассчитываем молярную концентрацию раствора.

Молярная концентрация показывает, сколько моль растворенного вещества содержится в 1 л раствора:

$$C_M = \frac{n}{V},$$

где n – количество растворенного вещества, моль; V – объем раствора, л.

Находим количество моль растворенного вещества:

$$n(CuCl_2) = \frac{m(CuCl_2)}{M(CuCl_2)} = \frac{8}{134,5} = 0,06(\text{моль})$$

и объем раствора:

$$V(\text{р} - \text{ра}) = \frac{m(\text{р} - \text{ра})}{\rho(\text{р} - \text{ра})} = \frac{258}{1,17} = 220,5(\text{мл})$$

Подставляя полученные значения в выражение для молярной концентрации, получаем:

$$C_M = \frac{n}{V} = \frac{0,06}{0,2205} = 0,27(\text{моль/л})$$

3. Рассчитываем нормальную (эквивалентную) концентрацию раствора. Нормальная концентрация показывает, какое число эквивалентов растворенного вещества содержится в 1 л раствора:

$$CN = \frac{n_3}{V},$$

где n_3 – количество моль эквивалентов растворенного вещества; V – объем раствора, л.

Рассчитываем n_3 для рассматриваемого раствора:

$$n_3(\text{CuCl}_2) = \frac{m(\text{CuCl}_2)}{M_3(\text{CuCl}_2)},$$

где $M_3(\text{CuCl}_2)$ – эквивалентная масса CuCl_2 , г/моль.

$$M_3(\text{CuCl}_2) = \frac{M(\text{CuCl}_2)}{z} = \frac{134,5}{1 \cdot 2} = 67,25(\text{г/моль})$$

$$n_3(\text{CuCl}_2) = \frac{m(\text{CuCl}_2)}{M_3(\text{CuCl}_2)} = \frac{8}{67,25} = 0,12(\text{г-экв})$$

$$CN = \frac{n_3}{V} = \frac{0,12}{0,2205} = 0,54(\text{моль/л})$$

4. Рассчитываем моляльную концентрацию. Моляльная концентрация показывает, сколько моль растворенного вещества приходится на 1 кг растворителя:

$$C_m = \frac{n(\text{раств-ва})}{m(\text{раств-ля})},$$

где $m(\text{р-ля})$ – это масса растворителя, кг.

$$C_m = \frac{0,06}{0,25} = 0,24(\text{моль/кг}_{\text{раств-ля}})$$

5. Рассчитываем мольную долю растворенного вещества – это отношение количества моль растворенного вещества к общему числу моль в растворе:

$$X = \frac{n(\text{раств-ва})}{n(\text{раств-ва}) + n(\text{раств-ля})}$$

Найдем число моль воды: $n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{250}{18} = 13,9(\text{моль})$, затем мольную долю растворенного вещества: $X = \frac{0,06}{0,06+13,9} = 0,004$.

6. Рассчитываем титр раствора, который показывает, сколько граммов растворенного вещества содержится в 1 мл раствора:

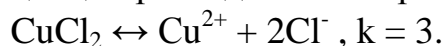
$$T = \frac{m(\text{раст}_в - \text{ва})}{V(p - \text{ра})} = \frac{8}{220,5} = 0,036(\text{г/мл})$$

7. Поскольку CuCl_2 является электролитом, используем законы Рауля и Вант-Гоффа с введением поправочного коэффициента (изотонический коэффициент). Величина изотонического коэффициента зависит от степени диссоциации электролита:

$$\alpha = \frac{(i-1)}{(k-1)} \text{ отсюда } i = \alpha \cdot (N - 1) + 1,$$

где α – степень диссоциации электролита; k – число ионов, на которые распадается электролит при диссоциации.

Хлорид меди при диссоциации распадается на три иона:



Рассчитываем величину изотонического коэффициента для рассматриваемого раствора:

$$i = 0,9 \cdot (3 - 1) + 1 = 2,8.$$

Рассчитываем величину осмотического давления для данного раствора:

$$P = i \cdot C_M \cdot R \cdot T,$$

где P – осмотическое давление, кПа; i – изотонический коэффициент; C_M – молярная концентрация раствора, моль/л; R – универсальная газовая постоянная ($8,31 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$); T – температура, К.

$$P = 2,8 \cdot 0,27 \cdot 8,31 \cdot 298 = 1872 \text{ кПа}.$$

8. Рассчитываем величину понижения давления пара над раствором, используя I-й закон Рауля:

$$\Delta p = p_0 \cdot X, X = i \cdot n(\text{в-ва}) / i \cdot n(\text{в-ва}) + n(\text{р-ля}),$$

где Δp – изменение давления насыщенного пара над раствором, кПа; p_0 – давление насыщенного пара над чистым растворителем; кПа; i – изотонический коэффициент; X – мольная доля растворенного вещества в растворе.

$$\Delta p = 2,8 \cdot 3,166 \cdot 0,004 = 0,035 \text{ кПа}$$

9. Повышение температуры кипения и понижение температуры кристаллизации рассчитываем, используя II-й закон Рауля:

$$\Delta t_{\text{крист.}} = i \cdot K \cdot C_m;$$

$$\Delta t_{\text{кип.}} = i \cdot E \cdot C_m,$$

где K и E – соответственно криоскопическая и эбуллиоскопическая постоянные растворителя, °С ($K_{\text{воды}} = 1,86 \text{ град. К/моль}$, $E_{\text{воды}} = 0,52 \text{ град. К/моль}$); C_m – молярная концентрация раствора.

$$\Delta t_{\text{крист.}} = 2,8 \cdot 1,86 \cdot 0,24 = 1,25 \text{ °С};$$

$$\Delta t_{\text{кип.}} = 2,8 \cdot 0,52 \cdot 0,24 = 0,35 \text{ °С}.$$

Ответ: $\omega_{\%} = 3\%$, $C_M = 0,27$ (моль/л), $C_H = 0,54$ (моль/л), $X = 0,004$, $C_m = 0,24$ (моль/кг_{раств} – ля), $T = 0,036$ (г/мл), $P = 1872$ кПа, $\Delta p = 0,035$ кПа, $\Delta t_{\text{крист}} = 1,25$ °С, $\Delta t_{\text{кип}} = 0,35$ °С.

Пример 3. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза сульфата цинка. Определите реакцию среды водного раствора этой соли.

Решение: Сульфат цинка $ZnSO_4$ – соль многокислотного слабого основания $Zn(OH)_2$ и сильной многоосновной кислоты H_2SO_4 . Гидролиз будет протекать по катиону. Ионно-молекулярное уравнение гидролиза:



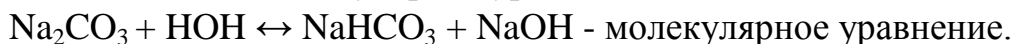
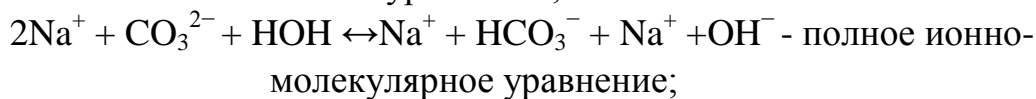
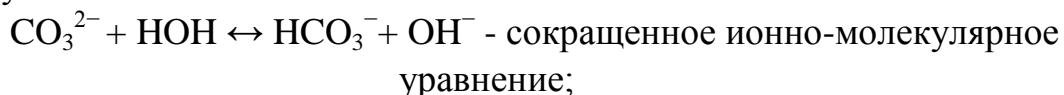
или в молекулярном виде: $2ZnSO_4 + 2H_2O \leftrightarrow (ZnOH)_2SO_4 + H_2SO_4$.

В растворе появляется избыток ионов водорода H^+ , поэтому раствор $ZnSO_4$ имеет кислую реакцию ($pH < 7$). В обычных условиях гидролиз идет по первой ступени. Образования молекулы $Zn(OH)_2$ на первой ступени гидролиза не происходит.

Пример 4. Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде и указать, как в результате гидролиза изменился водородный показатель pH в растворе соли Na_2CO_3 .

Решение: Карбонат натрия Na_2CO_3 – соль, образованная сильным основанием $NaOH$ и слабой кислотой H_2CO_3 . В данном случае гидролиз будет протекать по аниону. Угольная кислота является двухосновной, поэтому гидролиз должен протекать в две ступени. Поскольку гидролиз солей по второй ступени протекает в незначительной степени, можно пренебречь написанием уравнения этой реакции.

1 ступень

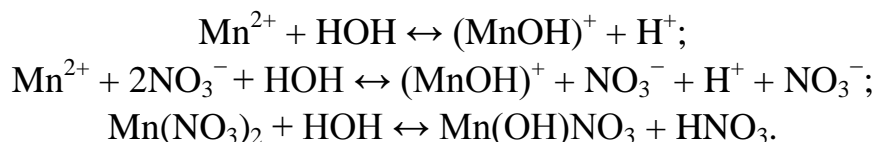


Как видно из сокращенного ионно-молекулярного уравнения, в растворе соли в результате гидролиза присутствуют гидроксид-ионы, это указывает на щелочной характер среды. pH такого раствора будет принимать значение > 7 .

Пример 5. Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде и указать, как в результате гидролиза изменился водородный показатель pH в растворе соли $Mn(NO_3)_2$.

Решение: Нитрат марганца (II) $Mn(NO_3)_2$ – соль, образованная слабым основанием $Mn(OH)_2$ и сильной кислотой – это случай гидролиза по катиону. Гидроксид марганца является двухкислотным основанием, гидролиз должен протекать по двум ступеням.

1 ступень



Гидроксонитрат марганца (II) $\text{Mn}(\text{OH})\text{NO}_3$ - малорастворимое соединение, поэтому гидролиз по второй ступени практически протекать не будет.

Из уравнений гидролиза видно, что в растворе соли присутствуют протоны водорода, которые будут определять кислый характер среды. pH раствора этой соли будет принимать значение < 7 .

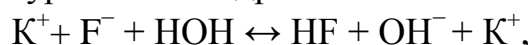
Пример 6. Составить ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза (I ступень) следующих солей: а) KF; б) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; г) Na_2S . Указать реакцию среды растворов этих солей.

Решение:

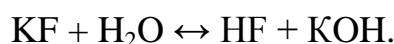
а) Фторид калия – $\text{KF} \leftrightarrow \text{K}^+ + \text{F}^-$, соль образована слабой кислотой HF и сильным основанием KOH. Гидролиз простой, будет протекать по аниону.



Ионно-молекулярное уравнение гидролиза:



или в молекулярной форме:

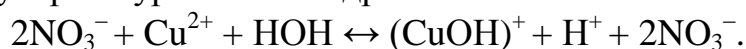


В результате гидролиза в растворе увеличивается концентрация гидроксид-ионов, поэтому раствор KF имеет щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$).

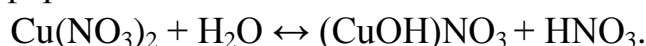
б) Нитрат меди (II) - $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \leftrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$, соль образована слабым основанием $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и сильной кислотой HCl. Гидролиз сложный ступенчатый, будет протекать по катиону:



Ионно-молекулярное уравнение гидролиза:



В молекулярной форме:

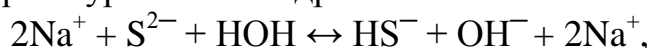


В результате гидролиза в растворе увеличивается концентрация ионов водорода, поэтому раствор $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ имеет, кислую реакцию ($\text{pH} < 7$).

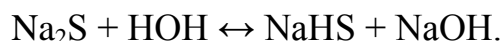
в) Сульфид натрия - $\text{Na}_2\text{S} \leftrightarrow 2\text{Na}^+ + \text{S}^{2-}$, соль образована сильным основанием NaOH и слабой кислотой H_2S . Гидролиз сложный ступенчатый, будет протекать по аниону:



Ионно-молекулярное уравнение гидролиза:



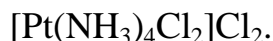
в молекулярной форме:



В результате гидролиза в растворе увеличивается концентрация гидроксид-ионов, поэтому раствор Na_2S имеет щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$). Лакмус приобретает синий цвет.

Комплексные соединения

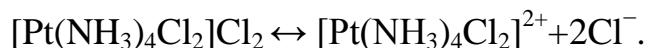
Пример. Укажите в комплексном соединении комплексообразователь, его степень окисления, координационное число, лиганды, заряд комплексного иона.



Решение: В указанном соединении комплексообразователем являются ионы Pt^{4+} , координационное число равно 6. Лигандами в соединении являются четыре молекулы аммиака и два хлорид-иона Cl^- .

Заряд комплексного иона равен сумме зарядов комплексообразователя и лигандов. В соединении заряд комплексного иона Pt^{x+} равен: $x + 4 \cdot 0 + (-2) = +2$, $x = +4$, т. е. заряд платины Pt^{4+} .

При растворении в воде комплексные соединения ведут себя как сильные электролиты, полностью распадаются на ионы с отщеплением комплексного иона:



Комплексный ион (комплекс), являясь слабым электролитом, в большей или меньшей степени распадается на ионы. Записываем уравнение полной диссоциации комплексного иона: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^{2+} \leftrightarrow \text{Pt}^{4+} + 4\text{NH}_3 + 2\text{Cl}^-$. Этот процесс подчиняется закону действия масс и принципу Ле Шателье. Для равновесной системы можно составить выражение константы равновесия, которая для комплексного иона получила название константы нестойкости комплексного иона.

Константа нестойкости принимает следующий вид:

$$K_{\text{нест}}([\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^{2+}) = [\text{Pt}^{4+}] \cdot [\text{NH}_3]^4 [\text{Cl}^-]^2 / [\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^{2+}.$$

Чем меньше значение константы нестойкости комплексного иона, тем более устойчив он в растворе. Константу нестойкости называют константой распада комплексного иона. Обратную ее величину называют константой образования комплекса, или константой устойчивости. $K_{\text{уст}} = 1/K_{\text{нест}}$. $K_{\text{нест}}$ - величина табличная.

Окислительно-восстановительные реакции

Для решения заданий данного раздела воспользуйтесь таблицей 4 приложения 3.

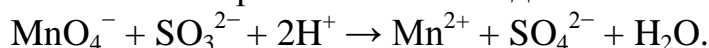
Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций можно использовать два способа подбора коэффициентов. Метод электронного баланса позволяет подобрать коэффициенты только перед молекулами

окислителя и восстановителя. Ионно-электронный метод, или метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций) использует представление об электролитической диссоциации. Участники процесса записываются в ионно-молекулярной форме. Метод применим, если реакции протекают в водном растворе. Вещества распадаются на ионы, реальность существования которых может быть обнаружена в растворе. В этом случае учитывают процесс диссоциации воды $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$ и используют в качестве компонента реакции молекулы H_2O ионы H^+ и OH^- .

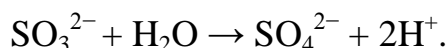
Пример 1. На основании электронно-ионного метода подобрать коэффициенты в уравнение реакции:



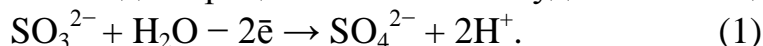
Решение: Это уравнение необходимо записать в ионном виде, учитывая те ионы, которые изменили свой первоначальный вид:



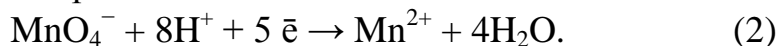
В этой реакции ион SO_3^{2-} окисляется в ион SO_4^{2-} . Недостающий кислород при переходе SO_3^{2-} в SO_4^{2-} берется из воды, и в результате образуется избыток ионов H^+ :



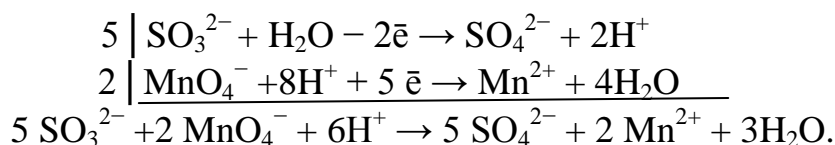
Так как суммы зарядов в левой и правой части уравнения должны равняться друг другу, из левой части следует вычесть два электрона. Электронно-ионное уравнение для процесса окисления будет иметь вид:



Соответственно для процесса восстановления:



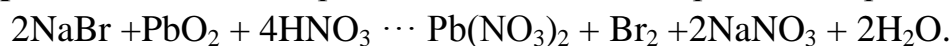
Ионы водорода нужны для связывания в воду освобождающегося кислорода при переходе иона MnO_4^- в ион Mn^{2+} . Умножая члены первого уравнения на 5, второго на 2 и складывая их, получим ионное уравнение данной реакции:



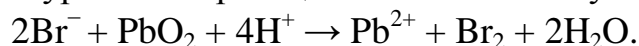
От ионного уравнения легко перейти к молекулярному уравнению:



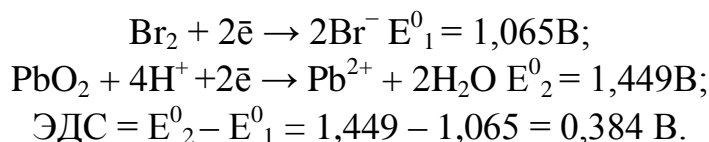
Пример 2. Установить направление возможного протекания реакции:



Решение: Запишем уравнение реакции в ионно-молекулярной форме:



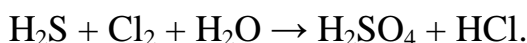
По таблице (Лурье. Ю. Ю. Справочник по аналитической химии. - Москва: Химия, 1978. - 447 с.) находим числовые значения стандартных электродных потенциалов электрохимических систем, участвующих в реакции:



Окислителем всегда служит система с более высоким значением электродного потенциала. Поскольку здесь значение E^0_2 значительно больше, чем E^0_1 практически при любых концентрациях взаимодействующих веществ, бромид ион будет служить восстановителем, а диоксид свинца - окислителем. Реакция будет протекать слева направо, так как ЭДС > 0 (положительная).

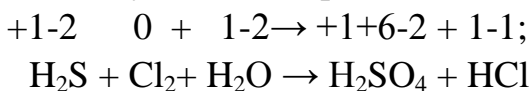


Пример 3. Составить уравнение реакции окисления сероводорода хлорной водой. Реакция протекает по схеме:

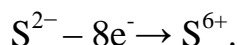


Определить тип окислительно-восстановительной реакции. Рассчитать эквивалентные массы окислителя и восстановителя. Определить возможность протекания реакции в указанном направлении.

Решение: 1. Определяем степени окисления атомов элементов, которые входят в состав молекул веществ участников реакции.



В ходе процесса атомы двух элементов - серы и хлора - изменили степень окисления. Сера повысила степень окисления с -2 до +6, отдав при этом восемь электронов:

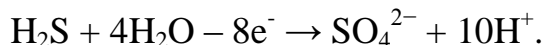


В данном процессе атом серы является восстановителем.

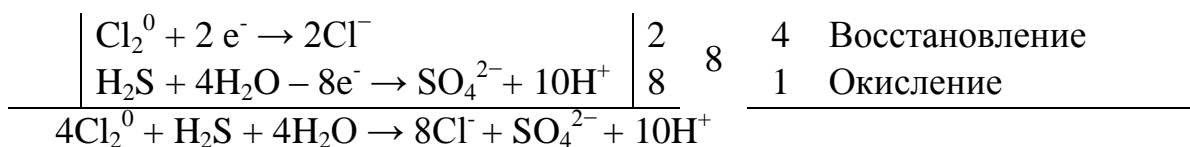
Хлор понизил степень окисления с 0 до -1, принимая два электрона (поскольку атомов два): $\text{Cl}_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Cl}^-$. Атомы хлора выступают в роли окислителя.

Применяя метод электронно-ионного баланса, составляем соответствующие полуреакции. При составлении уравнения полуреакции окисления серы исходим из схемы: $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$. Сероводород записываем в молекулярном виде, поскольку это соединение является слабым электролитом. Серная кислота – сильный электролит, при диссоциации которого в растворе образуются анионы SO_4^{2-} .

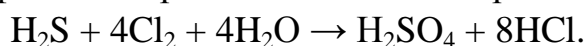
В ходе процесса атом серы связывается с четырьмя атомами кислорода, источниками которых являются четыре молекулы воды. При этом образуются восемь ионов водорода. Еще два иона водорода высвобождаются из молекулы сероводорода.



Записываем две полученные полуреакции, указываем окислитель и восстановитель и уравниваем количество электронов, отданных серой и принятых хлором:



Полученные коэффициенты расставляем в схеме реакции:



Данная реакция относится к реакциям межмолекулярного окисления-восстановления, поскольку элемент-окислитель и элемент-восстановитель входят в состав молекул разных химических соединений.

2. Рассчитываем молярную массу химического эквивалента (эквивалентную массу) окислителя:

$$m_{\text{э}}(\text{окисл}) = \frac{M(\text{окисл})}{n},$$

где $m_{\text{э}}$ – молярная масса химического эквивалента (эквивалентная масса), г/моль; $M(\text{окисл})$ – молярная масса окислителя, г/моль; n – число электронов, участвующих в полуреакции, принятых 1 моль окислителя.

$$m_{\text{э}}(\text{Cl}_2) = \frac{M(\text{Cl}_2)}{2} = \frac{71}{2} = 35,5(\text{г/моль}).$$

Аналогично рассчитываем молярную массу эквивалента восстановителя:

$$m_{\text{э}}(\text{восст}) = \frac{M(\text{восст})}{n} = \frac{M(\text{H}_2\text{S})}{8} = \frac{34}{8} = 4,25(\text{г/моль}),$$

где n – число электронов, отданных 1 моль восстановителя в полуреакции.

3. Чтобы сделать вывод о возможности протекания реакции в указанном направлении, необходимо рассчитать величину ее электродвижущей силы системы ЭДС.

В реакции участвуют две электрохимические системы. Пользуясь данными таблицы 4 Приложения, запишем значения их стандартных потенциалов:



$$\text{ЭДС}_{\text{РЕАКЦИИ}} = \varphi_{\text{ОК-ЛЯ}}^0 - \varphi_{\text{ВОСС-ЛЯ}}^0 = 1,36 - 0,31 = 1,05 \text{ В}.$$

Величина стандартной ЭДС реакции больше нуля. Реакция будет протекать в рассматриваемом направлении.

Коррозия металлов

Для решения заданий данной темы воспользуйтесь таблицей 4 приложения 3.

Пример 1. На стальную металлоконструкцию нанесено медное покрытие. Укажите тип покрытия. Опишите процессы, которые будут протекать при нарушении целостности этого покрытия в кислой и нейтральной среде.

Решение: Основным компонентом стали является железо. Содержание других составляющих сталь компонентов настолько невелико, что мы можем пренебречь их влиянием на коррозионный процесс.

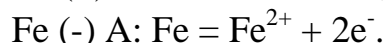
Чтобы определить тип гальванопокрытия, необходимо воспользоваться данными таблицы стандартных электродных потенциалов:

$$\varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,44 \text{ В};$$

$$\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = 0,34 \text{ В}.$$

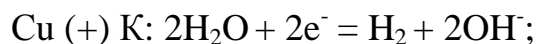
Поскольку $\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 > \varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0$, можем сделать вывод, что медь по отношению к железу является катодом. Соответственно медное покрытие на стальном изделии будет катодного типа. При нарушении целостности такого покрытия начинает работать гальванический элемент Fe – Cu, где железо будет служить анодом, а медь – катодом. Механизм коррозии – электрохимический: железо анодно растворяется (коррозирует), а на поверхности меди будет восстанавливаться частица деполяризатора. В кислой среде в качестве деполяризатора имеем катионы H^+ :

кислая среда

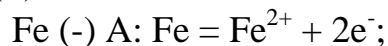


В нейтральной среде деполяризаторами служат молекулы воды (деаэрированная среда) или, помимо них, еще и молекулы кислорода (аэрированная среда):

нейтральная



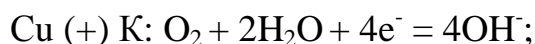
деаэрированная



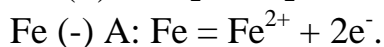
среда

нейтральная

аэрированная



среда



Пример 2. Склепаны два металла. Укажите, какой из металлов подвергается коррозии: а) Mn / Al ; б) Sn / Bi .

Решение:

а) Al в ряду напряжений находится перед марганцем и имеет отрицательное значение стандартного электродного потенциала, поэтому при контакте этих двух металлов Al будет анодом, а Mn - катодом. Окисляться, т. е. подвергаться коррозии будет алюминий.

б) В этом случае корродировать будет олово, так как в ряду напряжений оно расположено впереди висмута и, следовательно, является электрохимически более активным.

Ответ: Al, Sn.

Пример 3. Какие из нижеперечисленных металлов будут выполнять для свинца роль анодного покрытия: Pt, Mg, Cu, Hg ?

Решение: Анодное покрытие – это нанесение на защищаемое изделие электрохимически более активного металла. Из перечисленных металлов большей электрохимической активностью (по сравнению со свинцом) обладает магний.

Ответ: Mg.

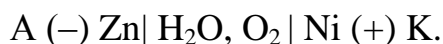
Пример 4. Какие из нижеперечисленных металлов выполняют для свинца роль катодного покрытия: Ti, Mn, Ag, Cr ?

Решение: Катодное покрытие – это нанесение на защищаемое изделие электрохимически менее активного металла. Из перечисленных металлов электрохимически менее активным (по сравнению со свинцом) является серебро (см. ряд напряжений металлов).

Ответ: Ag.

Пример 5. Укажите продукт коррозии при контакте Zn – Ni в нейтральной и кислой среде (HCl).

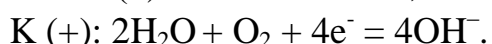
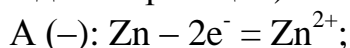
Решение: При контакте двух металлов различной электрохимической активности возникает гальванический элемент. В нейтральной среде его схема выглядит следующим образом:



В кислой среде:

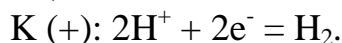
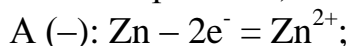


Так как цинк электрохимически более активен, чем никель (ряд стандартных электродных потенциалов металлов), он будет окисляться (корродировать). На никеле будет протекать восстановительный процесс (в нейтральной среде – кислородная деполяризация):



Продукт коррозии – Zn(OH)₂.

В кислой среде (водородная деполяризация):



Продукт коррозии - ZnCl₂.

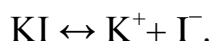
Электролиз растворов солей

Для решения заданий данного раздела воспользуйтесь таблицей 4 приложения 3.

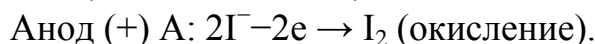
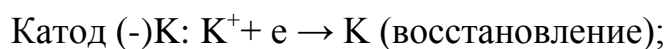
Электролиз расплавов электролитов (анод инертный).

Пример 1. В расплаве йодида калия при прохождении через него постоянного электрического тока протекают следующие процессы:

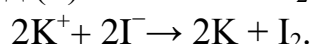
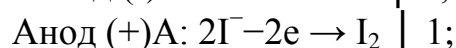
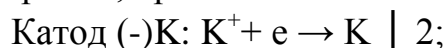
1. В расплаве йодид калия распадается на ионы:



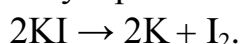
2. Под действием постоянного электрического тока катионы будут передвигаться к катоду и принимать электроны, а анионы – к аноду и отдавать электроны:



3. Суммируем уравнения процессов, протекающих на электродах. При этом необходимо учитывать, что число электронов, отданных восстановителем, должно равняться числу электронов, принятых окислителем.



4. Перепишем уравнение в молекулярном виде:



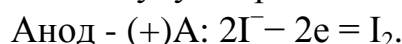
Электролиз водных растворов электролитов.

Пример 2. Составить уравнение электролиза водного раствора йодида калия (анод инертный).

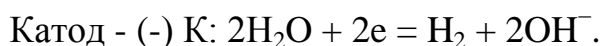
Решение: В расплаве йодид калия распадается на ионы:



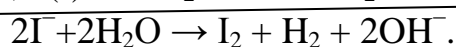
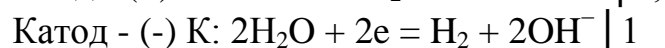
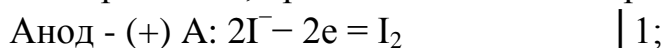
Под действием тока ионы йода будут передвигаться к аноду и окисляться:



Ионы калия будут накапливаться у катода, однако восстанавливаться будет вода, так как калий в электрохимическом ряду активностей металлов стоит до алюминия:

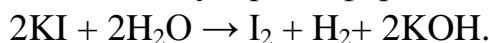


Суммируя уравнения процессов, протекающих на электродах:



записываем ионное уравнение: $2K^+ + 2I^- + 2H_2O \rightarrow I_2 + H_2 + 2K^+ + 2OH^-$.

Переписываем уравнение в молекулярной форме:

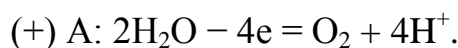


Пример 3. Составить уравнение электролиза водного раствора нитрата серебра ($AgNO_3$) с инертным анодом.

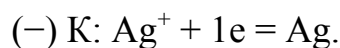
Решение: При растворении в воде нитрат серебра распадается на ионы:



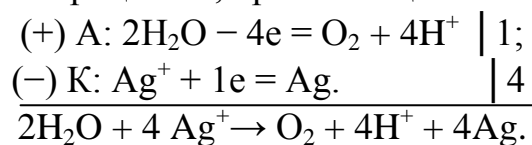
При электролизе водных растворов солей кислородсодержащих кислот на аноде будет окисляться вода:



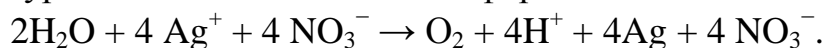
Ионы серебра будут перемещаться к катоду и восстанавливаться:



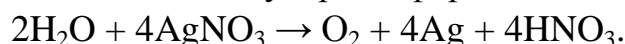
Суммируем уравнения процессов, протекающих на электродах:



Записываем уравнение в полной ионной форме:



Переписываем уравнение в молекулярной форме:



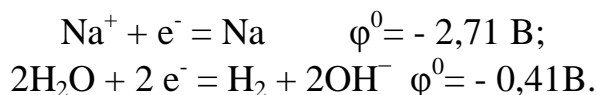
Пример 4. Через раствор сульфата натрия Na_2SO_4 пропустили ток силой 2,5 А в течение 30 мин. Написать уравнения электродных процессов, происходящих при электролизе (инертный анод) и указать, какие продукты и в каком количестве были получены.

Решение: 1. Описываем электродные процессы.

Катод. На этом электроде осуществляется процесс восстановления. Катод при электролизе заряжен отрицательно, поэтому при наложении разницы потенциалов в пространство у катода будут поступать катионы натрия Na^+ , помимо них там будут присутствовать молекулы растворителя – воды.

Если система, в которой проводят электролиз, содержит несколько окислителей, на катоде будет восстанавливаться тот, у которого значение электродного потенциала больше.

Воспользовавшись данными таблицы 4 приложения 3, сравним электродные потенциалы возможных окислителей:

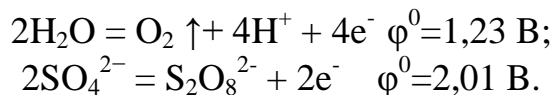


Потенциал первой системы значительно отрицательнее потенциала второй, поэтому на катоде будет происходить восстановление молекул воды с образованием водорода. Помимо этого, образовавшиеся гидроксид-ионы будут ассоциироваться с накопившимися в пространстве у катода катионами натрия.

Анод. На этом электроде идет процесс окисления. Анод при электролизе заряжен положительно, поэтому в ходе процесса в пространство у анода будут поступать сульфат-ионы SO_4^{2-} , помимо них там будут присутствовать молекулы растворителя – воды.

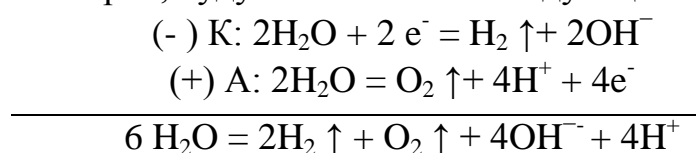
На аноде окисляется тот из восстановителей, стандартный электродный потенциал которого наименьший.

Сравним электродные потенциалы, которые характеризуют две рассматриваемые системы:

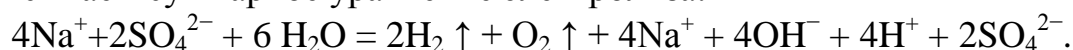


Исходя из этих значений, делаем вывод, что на аноде будет происходить окисление воды с образованием кислорода. Образующиеся протоны водорода будут ассоциироваться с накопившимися в пространстве у анода сульфат-ионами.

Таким образом, процессы, протекающие на электродах при электролизе раствора сульфата натрия, будут описываться следующими уравнениями:



Записываем суммарное уравнение электролиза:



2. Количественное описание процесса электролиза выполняем с использованием математического выражения *закона Фарадея*:

$$m = \frac{\overset{\ominus}{z} \cdot I \cdot t}{F} \text{ или } V = \frac{V_3 \cdot I \cdot t}{F},$$

где m и V – масса и объем образовавшегося или подвергнувшегося превращению вещества, г и л; m_3 и V_3 – эквивалентная масса и эквивалентный объем этого вещества, г/моль, л/моль; I – сила тока при электролизе, А; t – время электролиза, с; F – постоянная Фарадея, 96500 Кл/моль или 26,8 А·ч.

Основными продуктами электролиза являются кислород и водород, определим объемы полученных газов.

$$V(\text{H}_2) = \frac{V_3(\text{H}_2) \cdot I \cdot t}{F} = \{V_3(\text{H}_2) = 11,2 \text{ л/моль}\} = \frac{11,2 \cdot 2,5 \cdot 0,5}{26,8} = 0,52(\text{л})$$

$$V(\text{O}_2) = \frac{V_3(\text{O}_2) \cdot I \cdot t}{F} = \{V_3(\text{O}_2) = 5,6 \text{ л/моль}\} = \frac{5,6 \cdot 2,5 \cdot 0,5}{26,8} = 0,26(\text{л})$$

Ответ: $V(\text{H}_2) = 0,52(\text{л})$; $V(\text{O}_2) = 0,26(\text{л})$.

Справочный материал

Таблица 3 – Растворимость гидроксидов и солей в воде, г / 100 г растворителя

Катионы	Анионы												
	ОН ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	NO ₃ ⁻	PO ₄ ³⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	CH ₃ -COO ⁻
NH ₄ ⁺	-	Р	р	р	р	-	р	р	р	р	р	-	-
K ⁺ , Na ⁺	р	Р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	Р
Mg ²⁺	м	Н	р	р	р	р	н	р	р	н	н	н	Р
Ca ²⁺	м	Н	р	р	р	м	н	м	р	н	н	н	Р
Ba ²⁺	р	М	р	р	р	р	н	н	р	н	н	н	Р
Al ³⁺	н	М	р	р	р	-	-	р	р	н	-	н	М
Cr ³⁺	н	Н	р	р	р	-	-	р	р	н	-	н	Р
Zn ²⁺	н	М	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	Р
Mn ²⁺	н	М	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	Р
Co ²⁺ , Ni ²⁺	н	Р	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	Р
Fe ²⁺	н	Н	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	Р
Fe ³⁺	н	Н	р	р	р	-	-	р	р	н	н	н	Р
Cd ²⁺	н	Р	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	Р
Hg ²⁺	-	-	р	м	н	н	н	р	р	н	н	-	Р
Cu ²⁺	н	Н	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	Р
Ag ⁺	-	Р	н	н	н	н	н	м	р	н	н	н	Р
Sn ²⁺	н	Р	р	р	р	н	-	р	-	н	-	-	Р
Pb ²⁺	н	Н	м	м	н	н	н	н	р	н	н	н	Р

Таблица 4 – Ряд стандартных электродных потенциалов металлов

Электрод		E ⁰ , В	Электрод		E ⁰ , В
окисленная форма	восстановленная форма		окисленная форма	восстановленная форма	
Li ⁺	Li	-3,05	Cd ²⁺	Cd	-0,40
K ⁺	K	-2,93	Co ²⁺	Co	-0,28
Ba ²⁺	Ba	-2,91	Ni ²⁺	Ni	-0,25
Ca ²⁺	Ca	-2,87	Sn ²⁺	Sn	-0,14
Na ⁺	Na	-2,71	Pb ²⁺	Pb	-0,13
Mg ²⁺	Mg	-2,36	2H ⁺	H ₂	0,00
Be ²⁺	Be	-1,85	Cu ²⁺	Cu	+0,34
Al ³⁺	Al	-1,66	Hg ₂ ²⁺	2Hg	+0,79
Mn ²⁺	Mn	-1,18	Ag ⁺	Ag	+0,80
Zn ²⁺	Zn	-0,76	Hg ²⁺	Hg	+0,84
Cr ³⁺	Cr	-0,74	Pt ²⁺	Pt	+1,20
Fe ²⁺	Fe	-0,44	Au ³⁺	Au	+1,50

Таблица 5 – Стандартные энтальпии образования ΔH^0_{298} , кДж/моль, энтропии ΔS^0_{298} , Дж/моль·К и энергии Гиббса образования ΔG^0_{298} , кДж/моль некоторых веществ при 298 К (25 °С)

Вещество	Состояние	ΔH^0_{298} , кДж/моль	ΔS^0_{298} , Дж/(моль·К)	ΔG^0_{298} , кДж/моль
Ag	Крист.	0	42.55	0
AgNO ₃	»	124.52	140.92	33.60
Al	»	0	28.33	0
Al ₂ O ₃	Крист.	-1675.69	50.92	-1582.27
Al ₂ (SO ₄) ₃	»	-3442.00	239.20	-3101.00
Br ₂	Жидк.	0	152.21	0
Ba	Крист.	0	60.67	0
BaCO ₃	»	-1210.85	112.13	-1132.77
C	Графит	0	5.74	0
C	Алмаз	1.828	2.368	2.833
CO	Газ	-110.53	197.55	-137.15
CO ₂	»	-393.51	213.66	-394.37
COCl ₂	Газ	-219.50	283.64	-205.31
Ca	Крист.	0	41.63	0
CaCO ₃	»	-1206.83	93.71	-1128.35
CaC ₂	»	-62.00	70.30	-67.80
CaF ₂	»	-1214.60	68.90	-1161.90
CaCl ₂	»	-795.92	113.80	-749.34
CaH ₂	»	-188.70	42.00	-149.8
CaO	»	-635.09	38.07	-603.46
Ca(OH) ₂	»	-985.12	83.39	-897.52
Cl ₂	Газ	0	222.90	0
ClO ₂	»	104.00	257.00	122.30
Cl ₂ O	»	76.00	266.00	93.40
HClO ₄	Жидк.	-34.50	188.00	84.31
Cr	Крист.	0	23.64	0
CrCl ₃	»	-556.47	123.01	-486.37
CrO ₃	»	-590.36	73.22	-513.44
Cr ₂ O ₃	»	-1140.56	81.17	-1058.97
Cu	»	0	33.14	0
CuCl ₂	»	-215.60	108.07	-171.40
CuO	»	-162.00	42.63	-129.40
CuS	»	-53.14	66.53	-53.58
CuSO ₄	»	-770.90	109.20	-661.79
Cu ₂ O	Крист.	-171.00	92.00	-150.50
Cu ₂ S	Крист.	-79.00	121.00	-86.30
D ₂ O	Жидк.	-294.60	75.90	-243.47
Fe	Крист.	0	27.15	0

FeO	»	-264.85	60.75	-244.30
FeS	»	-100.42	60.29	-100.75
Fe(OH) ₂	»	-561.70	88.00	-479.70
Fe(OH) ₃	»	-826.60	105.00	-699.60
FeS ₂	»	-163.20	52.93	-152.80
Fe ₂ O ₃	»	-822.16	87.45	-740.34
Fe ₃ O ₄	»	-1117.13	146.19	-1014.17
H ₂	Газ	0	130.52	0
HBr	»	-36.38	198.58	-53.43
HCN	»	135.00	113.10	125.50
HCl	»	-92.31	186.79	-95.30
HN ₃	Жидк.	294.00	328.00	238.80
HNO ₃	Жидк.	-173.00	156.16	-79.90
H ₂ O	Газ	-241.80	188.70	-228.60
H ₂ O	Жидк.	-285.80	70.10	-237.30
H ₂ O ₂	Жидк	-187.86	109.60	-120.52
H ₂ S	Газ	-20.60	205.70	-33.50
H ₂ SO ₄	Жидк	-813.99	156.90	-690.14
Hg	Жидк.	0	75.90	0
HgCl ₂	Крист.	-228.20	140.02	-180.90
Hg ₂ Cl ₂	Крист.	-266.00	192.00	-210.80
I ₂	Крист.	0	116.00	0
K	Крист.	0	64.18	0
KBr	»	-393.80	95.94	-380.66
KCl	»	-436.65	82.55	-408.93
KMnO ₄	»	-828.89	171.54	-729.14
KNO ₃	»	-492.46	132.88	-393,10
KNO ₂	»	-370.30	117.00	-281.60
KOH	»	-424.72	79.28	-1064.87
KClO ₃	»	-391.20	143.00	-189.90
KClO ₄	»	-430.10	151.00	-300.40
Mg	»	0	32.68	0
MgCO ₃	»	-1113.00	65.70	-1029.30
MgO	»	-601,49	27.07	-569.27
Mg(OH) ₂	»	-924.66	63.18	-833.75
MgCl ₂	»	-641.10	89.90	-591.60
Mg ₃ N ₂	»	-461.10	87.90	-400.90
N ₂	Газ	0	191.50	0
NH ₃	»	-45.94	192.66	-16.48
NH ₄ Cl	Крист.	-314.22	95.81	-203.22
N ₂ O	Газ	82.00	219.90	104.10
NO	»	90.30	210.60	86.60
N ₂ O ₃	»	83.30	307.00	140.50
NO ₂	»	33.50	240.20	51.50

N ₂ O ₄	Газ	9.60	303.80	98.40
N ₂ O ₅	Крист.	-42.70	178.00	114.10
Na	Крист.	0	51.21	0
NaBr	»	-361.41	86.82	-349.34
NaCl	»	-411.12	72.13	-384.13
NaNO ₃	»	-466.70	116.50	-365.97
NaNO ₂	»	-359.00	106.00	-295.00
NaOH	»	-426.35	64.43	-380.29
Na ₂ CO ₃	»	-1130.80	138.80	-1048.20
Na ₂ O	»	-417.98	75.06	-379.26
Na ₂ S	»	-370.30	77.40	-354.80
Na ₂ SO ₄	»	-1387.21	149.62	-1269.50
Na ₃ PO ₄	»	-1935.50	224.68	-1819.31
Ni	»	0	29.87	0
NiO	»	-239.74	37.99	-211.60
NiSO ₄	»	-873.49	103.85	-763.76
O ₂	Газ	0	205.04	0
O ₃	Газ	142.00	239.00	162.70
OF ₂	Газ	25.10	247.00	42.50
P _{бел}	Крист.	0	41.04	0
P _{кр}	»	-17,40	22.80	-11.90
PCl ₃	Жидк	-320.91	218.49	-274.08
PCl ₅	Крист.	-445.89	170.50	-318.36
P ₂ O ₃	»	-820.00	173.50	-
P ₂ O ₅	»	-1492.00	114.50	-1348.80
H ₃ PO ₄	»	-1279.00	110.50	-1119,00
Pb	»	0	64.81	0
PbO	»	-219.30	68.70	-189.10
PbO ₂	»	-276.60	71.92	-218.30
PbS	»	-101.00	91.00	-98.80
S _(ромб.)	Крист.	0	32.55	0
SO ₂	Газ	-296.90	248.07	-300.21
SO ₃	Газ	-395.85	256.69	-371.17
Si	Крист.	0	18.83	0
SiH ₄	Газ	34.73	204.56	57.18
SiO ₂	Крист.	-905.40	43.50	-851.60
SiCl ₄	Жидк.	-687.80	239.70	-
Sn	Крист.	0	52.00	0
SnO	Крист.	-286.00	56.50	-256.90
SnO ₂	»	-580.80	52.30	-519.30
Ti	Крист.	0	30.60	0
TiCl ₄	Жидк.	-804.20	252.00	-737.4
TiO ₂	Крист.	-943.9	50.30	-888.6
Zn	»	0	41.63	0

ZnO	»	-350.60	43.51	-318.10
ZnS	»	-205.40	58.00	-200.70
ZnSO ₄	»	-981.36	110.54	-870.12
CH ₄	Газ	-74.85	186.27	-50.85
C ₂ H ₄	»	52.30	219.45	68.14
C ₂ H ₂	»	226.72	200.85	209.21
C ₂ H ₆	»	-84.67	229.49	-32.93
C ₃ H ₈	»	-103.85	269.91	-23.53
C ₆ H ₆	Жидк.	49.03	173.26	124.38
C ₆ H ₅ CH ₃	»	12.01	220.96	113.77
C ₆ H ₅ C ₂ H ₅	»	-24.43	246.02	110.48
HCOOH	»	-424.76	128.95	-361.74
CH ₃ OH	»	-238.57	126.78	-166.27
(COOH) ₂	Крист.	-829.94	120.08	-701.73
CH ₃ COOH	Жидк.	-484.09	159.83	-389.36
C ₂ H ₅ OH	»	-276.98	160.67	-174.15
CH ₃ COCH ₃	»	-248.11	200.41	-155.42
C ₂ H ₅ OC ₂ H ₅	»	-279.49	253.13	-123.05
C ₆ H ₅ COOH	Крист.	-385.14	167.57	-245.24
CCl ₂ F ₂	Газ	-477.44	300.79	-438.50
H ₂ NCONH ₂	Крист.	-333.17	104.00	-197.15
C ₆ H ₅ NO ₂	Жидк.	15.90	224.26	146.20
C ₆ H ₅ NH	Жидк.	31.01	191.29	149.08

Экзаменационные вопросы

1. Основные понятия химии. Стехиометрические законы.
2. Закон эквивалентов, фактор эквивалентности, определение молярной массы химического эквивалента простых и сложных веществ.
3. Современная номенклатура неорганических веществ
4. Строение атома. Понятие о квантовой механике. Квантование энергии электронов в атоме. Двойственная природа электрона.
5. Характеристика состояния электронов системой квантовых чисел, их физический смысл. Спин электрона. Атомные орбитали для s-, p-, d-состояний электронов. Многоэлектронные атомы.
6. Принцип Паули. Максимальное число электронов в электронных слоях и оболочках. Правило Гунда. Последовательность энергетических уровней и подуровней электронов в многоэлектронных атомах. Магнитные и энергетические характеристики атомов.
7. Энергия ионизации, сродство к электрону.
8. Периодический закон Д.И. Менделеева и строение атомов элементов. Доменделеевская систематизация элементов. Современная формулировка периодического закона. Структура периодической системы. Периоды, группы, подгруппы.
9. Периодическая система и ее связь со строением атомов. Порядковый номер элемента. Заполнение электронных слоев и оболочек атомов. Правило Клечковского.
10. Периодическое изменение свойств элементов (вертикальная, горизонтальная диагональная периодичности).
11. Ковалентная связь. Метод валентных связей. Электроотрицательность. Свойства ковалентной связи, направленность и насыщенность. Полярная ковалентная связь.
12. Механизм образования ковалентной связи (обменный, донорно-акцепторный механизм). Характеристика ковалентной связи: длина, прочность, валентные углы.
13. Ионная связь, как предельный случай ковалентной связи не направленность и не насыщенность ионной связи. Электростатическое взаимодействие ионов.
14. Водородная связь. Влияние водородной связи на свойства вещества (температуру плавления, кипения, степень диссоциации в водном растворе и др.).
15. Комплексные соединения. Комплексы, комплексообразователи, лиганды, заряд и координационное число комплексообразователя. Донорно-акцепторное взаимодействия молекул Типы комплексных соединений.

16. Особенности образования и диссоциация комплексных соединений.

17. Типы кристаллических решеток (атомная, молекулярная, ионная, металлическая). Природа связи между частицами в различных типах кристаллических решеток.

18. Металлическая связь. Свойства металлов обусловленные металлической связью. Сходство и различие металлической связи с ковалентной и ионной.

19. Элементы химической термодинамики. Внутренняя энергия и энтальпия, их физический смысл. Термохимия экзо- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения.

20. Понятие о стандартном состоянии. Стандартные энтальпии образования веществ. Закон Гесса и его следствия. Применение закона Гесса для вычисления энтальпии химических реакций.

21. Понятие об энтропии. Абсолютная энтропия и строение вещества. Изменение энтропии в различных процессах. Использование справочных данных для расчета характеристик различных процессов.

22. Энергия Гиббса, ее связь с энтропией и энтальпией. Изменение энергии Гиббса как характеристика равновесного состояния. Равновесие в гомогенных и гетерогенных системах.

23. Использование справочных данных для расчета стандартного изменения энергии Гиббса. Критерий самопроизвольности процессов.

24. Скорость химических реакций. Понятие о химической кинетике. Закон действующих масс, константа скорости реакции. Зависимость скорости реакции от температуры; энергия активации.

25. Понятие о гомогенных и гетерогенных системах. Примеры каталитических процессов в промышленности. Химическое равновесие. Истинное и кажущееся равновесия, их признаки. Константа химического равновесия. Гомогенный катализ.

26. Скорость гетерогенных химических реакций. Химическое равновесие в гетерогенных системах. Основные факторы, определяющие направление течения реакций и состояние равновесия. Принцип Ле - Шателье. Различные виды сорбции. Гетерогенный катализ.

27. Типы растворов. Способы выражения концентрации растворов.

28. Законы Рауля. Идеальные и реальные растворы. Кипение и отверждение растворов. Осмотическое давление.

29. Растворы электролитов. Типы электролитов. Ассоциированные и неассоциированные электролиты. Теория электролитического диссоциации Аррениуса. Сольватация ионов и молекул.

30. Константа диссоциации, закон разбавления Оствальда. Ступенчатая диссоциация слабых электролитов. Влияние одноименных ионов на равновесие диссоциации слабого электролита в растворе.

31. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель.

32. Гидролиз солей. Усиление и подавление гидролиза. Ступенчатый гидролиз. Полный гидролиз. Степень гидролиза. Константа гидролиза.

33. Расчет pH в растворах гидролизующихся солей.

34. Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления. Важнейшие окислители и восстановители. Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений и периодический закон.

35. Классификация реакций окисления-восстановления. Составление уравнений реакций окисления-восстановления. Влияние среды на характер реакций. Массы эквивалентов окислителя и восстановителя. Окислительно-восстановительный эквивалент.

36. Электрохимические процессы. Понятие об электродных потенциалах. Стандартные электродные потенциалы, строение двойного электрического слоя на границе электрод-раствор.

37. Уравнение Нернста. Гальванические элементы. ЭДС гальванических элементов. Практическое использование гальванических элементов.

38. Электролиз. Окислительно-восстановительные процессы при электролизе.

39. Закон Фарадея. Последовательность электродных процессов.

40. Электролиз с нерастворимыми и растворимыми анодами.

41. Применение электролиза для лужения жести и регенерации олова из отходов.

42. Коррозия металлов. Виды коррозии, ущерб от нее.

43. Основные методы защиты от коррозии: легирование, электрохимическая защита, защитные покрытия.

44. Изменение свойств коррозионной среды. Ингибиторы коррозии.

45. Получение полимеров. Реакции полимеризации. Полиэтилен, полипропилен, поливинилхлорид, полистирол.

46. Процессы Поликонденсации. Фенолформальдегидная смола.

47. Физико-химические свойства полимеров. Линейные и пространственные полимеры.

48. Пластмассы. Стойкость и старение различных полимеров в условиях длительной эксплуатации.

49. Вяжущие вещества. Воздушные и гидравлические вяжущие вещества. Гипсовые вяжущие. Физико-химическая природа процессов схватывания и твердения.

50. Портландцемент, его получение. Состав цементного клинкера и его свойства.

Локальный электронный методический материал

Елена Васильевна Кочановская

ХИМИЯ

Редактор С. Кондрашова
Корректор Т. Звада

Уч.-изд. л. 5,4. Печ. л. 4,5.

Издательство федерального государственного бюджетного
образовательного учреждения высшего образования
«Калининградский государственный технический университет».
236022, Калининград, Советский проспект, 1