

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«КАЛИНИНГРАДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Е. В. Кочановская

ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие по изучению дисциплины
для студентов, обучающихся в бакалавриате по направлению подготовки
35.03.09 Промышленное рыболовство

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. Середа

Кочановская, Е. В.

Химия: учеб.-методич. пособие по изучению дисциплины для студ., обучающихся в бакалавриате по напр. подгот. 35.03.09 Промышленное рыболовство / Е. В. Кочановская. – Калининград: Изд-во ФГБОУ ВО «КГТУ», 2022. – 53 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 35.03.09 Промышленное рыболовство, форма обучения очная.

Табл. 2, список лит. – 5 наименований.

Учебное пособие рассмотрено и рекомендовано к изданию кафедрой химии 15 июня 2022 г., протокол № 9

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

Учебно-методическое пособие по изучению дисциплины рекомендовано к изданию в качестве локального электронного методического материала методической комиссией института рыболовства и аквакультуры ФГБОУ ВО «Калининградский государственный технический университет» 7 октября 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.

СОДЕРЖАНИЕ

1. ВВЕДЕНИЕ	4
2. СОДЕРЖАНИЕ ТЕМ ДИСЦИПЛИНЫ И МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ИХ ОСВОЕНИЮ.....	5
2.1. Тема 1. Введение. Основные законы и понятия химии	6
2.2. Тема 2. Строение вещества	7
2.3. Тема 3. Основные закономерности химических процессов	9
2.4. Тема 4. Растворы. Электрохимические процессы	10
2.5. Тема 5. Избранные вопросы химии.....	13
3. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ.....	14
3.1. Выбор варианта и оформление и контрольной работы	14
3.2. Методические указания по выполнению заданий контрольной работы.....	16
4. БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК	19
5. ПРИЛОЖЕНИЯ	20
Приложение 1. Задания по контрольной работе	20
Приложение 2. Примеры выполнения заданий по контрольной работе	36
Приложение 3. Справочный материал	48

1. ВВЕДЕНИЕ

Учебно-методическое пособие к лабораторным работам по дисциплине «Химия» предназначено для студентов очной формы обучения в бакалавриате по направлению подготовки 35.03.09 Промышленное рыболовство.

Дисциплина «Химия» относится к общепрофессиональному модулю обязательной части блока 1 ОПОП ВО по направлению 35.03.09 Промышленное рыболовство.

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; и умения использовать их в своей профессиональной деятельности.

Задачами изучения дисциплины является:

- освоение строения веществ и их свойств, используемых в профессиональной деятельности;
- изучение факторов, определяющих протекание химических реакций, в процессе эксплуатации оборудования и технических средств в рыбодобывающей отрасли.

Непременным условием успешного усвоения дисциплины «Химия» является выполнение лабораторного практикума.

В результате освоения дисциплины обучающийся должен:

- знать: химические элементы и их соединения; методы и средства химического исследования веществ и их превращений;
- уметь: использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности;
- владеть методами и средствами измерения физико-химических величин; методами отбора проб; современными методами количественной обработки информации.

Студентам 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 лабораторно-экзаменационных 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 объяснить выбранную последовательность решения задачи, типы реакций. Оценка «не зачтено» выставляется студенту, являющемуся автором контрольной работы, не соответствующей предъявленным требо-

ваниям, 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 зачета, к которому допускаются студенты, освоившие темы курса, выполнившие лабораторные работы и имеющие положительные оценки. Зачет – форма итоговой оценки уровня знаний по дисциплине «Химия». По результатам выполнения и защиты контрольной и лабораторной работ студентам выставляется оценка «зачтено», «не зачтено». Основой для определения оценки на зачете служит уровень усвоения материала, предусмотренного рабочей программой.

Отметка «зачтено» ставится, если: знания имеют достаточно содержательный характер, однако отличаются слабой структурированностью; раскрыто содержание вопроса, 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; недостаточно логично построено изложение вопроса; ответ прозвучал недостаточно уверенно; студент не смог показать способность к интеграции и адаптации знаний или теории и практики.

Отметка «не зачтено» ставится, если: обнаружено незнание или непонимание представленного вопроса, допускаются существенные фактические ошибки, которые студент не может исправить самостоятельно; на большую часть дополнительных вопросов студент затрудняется дать ответ или не дает верных ответов.

2. 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, устанавливая 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	Высокомолекулярные органические соединения

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.

2.1. 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:

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.

2.2. 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).

Литература: [1, с. 65–127]; [2, с. 76–102]; [3, с. 120–156].

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.

2.3. 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 изменяются тип строения и форма молекул, все это сопровождается выделением или поглощением энергии.

При изучении данного материала, студенты учатся количественно определять экзо- и эндотермические 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. 217–233]; [2, с. 417–428]; [3, с. 64–70].

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.

2.4. 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.

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.

2.5. 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. Высокомолекулярные соединения, строение.
7. Особые физико-химические свойства.
8. Реакции, лежащие в основе получения полимеров.
9. Классификация, область применения.
10. Пластмассы, термопласты, реактопласты.
11. Свойства пластмасс, их применение.

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 Высокомолекулярные органические соединения.

Студенты знакомятся со строения, классификацией, реакциями, которые лежат в основе их получения. Изучают физико-химические свойства высокомолекулярных органических веществ, зависящие от строения, массы и размеров макромолекул. Уясняют состав пластмасс, их классификацию; в рамках лекционного времени студенты изучают отдельные представителей термопластов, реактопластов.

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. Сравнительная характеристика молекулы мономера и структурного звена
10. Чем отличаются гетероцепные полимеры от гомоцепных? Приведите примеры.
11. Какими общими свойствами обладают высокомолекулярные вещества?
12. От чего зависят свойства высокомолекулярных соединений?
13. Какие полимеры называют термопластичными и терморезистивными?
14. Могут ли синтетические волокна быть терморезистивными?

Учебная литература: [1, с. 646–651]; [2, с. 642]; [3, с. 450–466.].

3. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ

3.1. 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 кон-

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 десять 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__

3.2. Методические указания по выполнению заданий контрольной работы

Согласно учебным планам дисциплины «Химия» контрольную работу выполняют студенты очной формы 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, если номер студенческого билета 2865, то из таблицы следует выписать номера заданий: 5, 19, 24, 37, 50, 53, 67, 79, 82 и 95 обеих контрольных работ.

Таблица 2 – Варианты заданий

Предпоследняя цифра номера студенческого билета	Последняя цифра номера студенческого билета					
	0	1	2	3	4	5
0	10,17,21,38, 42,59,65,73, 84,96	1,11,24,31, 44,51,61,7 181,91	2,12,21,32, 42,52,62,7 2,82,92	3,13,23,33, 43,53,63, 73,83,93	4,14,24,34, 41,54,64, 74,84,94	5,15,25,35, 45,55,65, 75,85,95
1	10,20,30,40, 50,60,70, 75,88,100	1,12,23,34, 45,56,67, 78,89,100	2,13,24,35, 46,57,68, 79,90,91	3,14,25,36, 47,58,69, 80,81,92	4,15,26,37, 48,59,70, 71,82,93	5,16,27,38, 49,60,61, 72,83,94
2	10,11,22,33, 44,55,66, 77,88,99	1,20,29,38, 47,56,65, 74,83,92	2,11,30,39, 48,57,66, 75,84,93	3,12,21,40, 49,58,67, 76,85,94	4,13,22,31, 50,59,68, 77,86,95	5,14,23,32, 41,60,69, 78,87,96
3	10,19,28,37, 46,55,64, 73,82,91	1,13,25,37, 49,51,63, 75,87,99	2,14,26,38, 50,52,64, 76, 88,100	3,15,27,39, 42,54,66, 78,90,92	4,16,28,40, 41,53,65, 77,89,91	5,17,29,31, 43,55,67, 77,89,91
4	10,11,23,35, 47,58,70, 79,87,95	1,11,23,35, 47,58,70, 79,87,95	2,12,24,36, 48,60,70, 78,86,94	3,13,25,38, 49,59,68, 77,85,93	4,14,27,40, 50,59,67, 74,81,91	5,15,28,39, 46,53,61, 72,82,96
5	10,20,22,37, 43,51,64,75, 90,100	1,14,27,40, 47,52,63, 76,83,91	2,15,28,39, 46,51,64, 77,81,94	3,16,29,32, 50,52,66, 79,86,92	4,17,30,31, 45,58,70, 73,82,98	5,16,21,36, 49,53,61, 74,90,100
6	10,13,26,38, 44,60,65, 78,87,100	1,15,29,33, 46,59,62, 75,88,91	2,16,30,34, 47,60,63, 76,89,92	3,17,21,35, 48,51,64, 77,90,93	4,18,22,36, 44,52,65, 78,81,94	5,19,24,37, 50,53,67, 79,82,95
7	10,14,23,31, 42,58,70, 74,87,100	1,16,30,34, 48,56,69, 74,83,94	2,18,21,31, 44,50,64, 71,84,91	3,19,22,35, 47,59,62, 77,82,92	4,11,24,38, 42,57,63, 72,88,93	5,20,23, 37,41,54, 6378,81,99
8	10,17,26,39, 43,55,67,76, 90,97	1,17,21,36, 42,54,67, 73,86,91	2,19,22,33, 49,51,64, 80,85,93	3,20,27,34, 50,56,62, 78,83,96	4,11,25,40, 44,55,68, 74,87,92	5,12,26,31, 47,59,63, 77, 90,95

Предпоследняя цифра номера студенческого билета	Последняя цифра номера студенческого билета					
	0	1	2	3	4	5
9	10,18,30,39, 46,58,69,76, 84,98	1,18,22,39, 43,60,66, 74,85,97	2,19,23,40, 44,51,67, 75,86,98	3,20,24,31, 45,52,68, 76,87,99	4,11,25,32, 46,53,69, 77,88,100	5,12,26,33, 47,54,70, 78,89,91
Предпоследняя цифра номера студенческого билета	Последняя цифра номера студенческого билета					
	6	7	8	9		
0	6,15,26,36, 46,56,66,76, 86,96	7,16,27,37, 47,57,67,77, 87,97	8,18,28,38, 48,58,68,78, 88,98	9,19,29,39, 49,59,69,79, 89,99		
1	6,17,28,39, 50,51,62,73, 84,95	7,18,29,40, 41,52,63,74, 85,96	8,19,30,31, 42,53,64,75, 86,97	9,20,26,32, 43,54,65,76, 87,98		
2	6,15,24,33, 42,51,70,79, 88,97	7,16,25,34, 43,52,63,80, 89,98	8,17,26,35, 44,53,62,71, 90,99	9,18,27,36, 45,54,63,72, 91,100		
3	6,18,30,32, 44,56,68,80, 82,94	7,19,21,33, 45,57,69,71, 83,95	8,20,22,34, 46,58,70,72, 84,96	9,12,23,36, 48,60,62,74, 86,98		
4	6,16,29,31, 44,57,69,80, 88,92	7,17,30,32, 45,60,62,73, 80,97	8,18,26,34, 41,54,64,71, 84,98	9,19,24,33, 42,55,65,80, 83,99		
5	6,19,24,37, 41,56,69,80, 84,95	7,20,22,33, 42,56,62,71, 85,96	8,11,23,34, 48,54,68,75, 89,97	9,12,23,35, 43,57,63,76, 88,99		
6	6,20,25,38, 41,54,67,71, 83,96	7,11,26,39, 43,56,69,71, 84,97	8,12,27,40, 47,53,67,72, 85,98	9,13,28,39, 48,54,65,73, 86,99		
7	6,12,29,33, 48,52,68,73, 89,95	7,13,28,32, 49,53,61,75, 85,96	8,14,27,36, 44,58,65,80, 86,100	9,15,23,40, 43,54,66,79, 83,98		
8	6,13,28,32, 48,60,61,75, 88,99	7,14,29,35, 43,52,65,79, 81,94	8,15,24,37, 41,53,70,72, 89,97	9,16,25,38, 45,55,66,71, 81,98		
9	6,13,27,34, 48,55,61,79, 90,92	7,14,28,35, 49,56,62,80, 81,93	8,15,29,36, 50,57,63,71, 82,94	9,16,30,37, 41,53,64,72, 83,96		

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 изу-

чить 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 Авогадра и использовать их в химических расчетах.

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

денты 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 181–200 темы «Растворы и электрохимические процессы» требуют умения определять степень окисления. Студенты должны научиться составлять уравнения окислительно-восстановительных процессов, определять тип окислительно-восстановительных процессов, окислитель, восстановитель, процессы окисления и восстановления.

4. 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. / В. Н. Коровин. – Москва: Высшая школа, 2002. – 558 с.
5. Васильева, З. Г. Лабораторные работы по общей и неорганической химии/ З. Г. Васильева, А. А. Грановская, А. А. Таперова; под ред. З. Г. Васильевой, А. А. Грановской – Ленинград: Химия, 1986. – 286 с.

5. 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 0,896 л (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 174,96 г $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

19. В 4,96 г оксида одновалентного металла содержится 3,68 г 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 $[Fe(CN)_6]^{3-}$; 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 ацетилена.

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: $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$. 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 $HCOH$, C_2H_5OH , 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 $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$. 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 $MgO(к)$ и $CO_2(г)$ соответственно равна $-601,8$ и $-393,5$ кДж/моль. Теплота разложения $MgCO_3$ на MgO и CO_2 $\Delta H = +100,7$ 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 $\Delta H^\circ_{298}(CO_2)(г) = -393,5$ и $\Delta H^\circ_{298}(H_2O)(ж) = -285,8$ кДж/моль.

64. Найдите ΔH°_{298} для реакции $CaO(к) + H_2O(ж) = Ca(OH)_2(к)$.

65. Исходя из теплового эффекта реакции $Fe_2O_3(к) + 3CO(г) = 2Fe(к) + 3CO_2(г)$, равного $-26,8$ кДж, вычислите ΔH°_{298} образования оксида железа (III).

66. Вычислите тепловой эффект реакции горения этилена $C_2H_4(г)$, учитывая, что ее продуктами являются $CO_2(г)$ и $H_2O(ж)$.

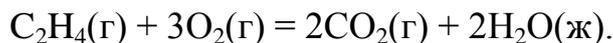
67. Найдите стандартную теплоту образования $NH_3(г)$, зная, что окисление NH_3 протекает по термохимическому уравнению:



68. Найдите ΔG°_{298} реакции $CO(г) + 1/2O_2(г) = CO_2(г)$. Объясните, почему в данной реакции энтропия убывает.

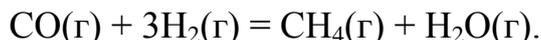
69. Найдите ΔG°_{298} реакции $1/2N_2(г) + 3/2H_2(г) = NH_3(г)$. Как будет изменяться ΔG с ростом температуры для данной реакции, если ΔH при этом остается практически постоянной величиной?

70. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите $\Delta G^{\circ}298$ реакции, протекающей по уравнению:



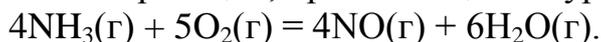
Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

71. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите $\Delta G^{\circ}298$ реакции, протекающей по уравнению:



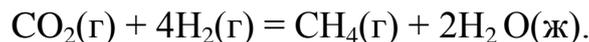
Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

72. Определите $\Delta G^{\circ}298$ реакции, протекающей по уравнению:



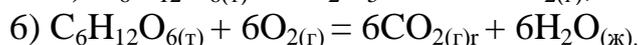
Вычисления сделайте на основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ. Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

73. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите $\Delta G^{\circ}298$ 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 $\Delta H^{\circ}298$ образования $\text{MgCO}_{3(\text{т})}$, пользуясь следующими данными:



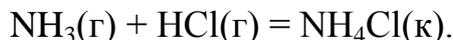
76. Сравнить ΔH реакции восстановления оксида железа (III) различными восстановителями: а) $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{т})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} = 2\text{Fe}_{(\text{т})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{т})}$; б) $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{т})} + 3\text{C}_{\text{графит}} = 2\text{Fe}_{(\text{т})}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

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



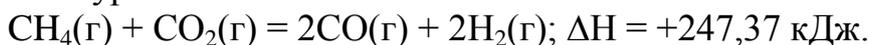
Зная тепловой эффект реакции и абсолютные стандартные энтропии соответствующих веществ, определите $\Delta G^{\circ}298$ этой реакции.

78. Исходя из значений стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ, вычислите $\Delta G^{\circ}298$ 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)

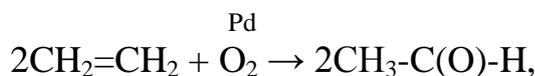
81. Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры от 30 до 70 °С, если температурный коэффициент реакции равен 2.

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.

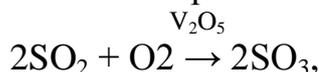
84. Как и во сколько раз изменится скорость образования аммиака в реакции: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$, если увеличить давление в исходной системе в 3 раза?

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



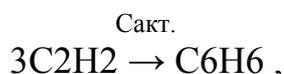
если уменьшить давление в исходной системе в 2 раза?

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



если увеличить концентрацию сернистого газа в 2 раза, а концентрацию кислорода в 3 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 NO₂ в реакции: $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$, если уменьшить давление в исходной системе в 4 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: $\text{C}_2\text{H}_2 + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$, если увеличить давление в исходной системе в 3 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 объеме 1М 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 2М 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 объем 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 $100,52\text{ }^\circ\text{C}$, б) кристаллизуются при $-1,86\text{ }^\circ\text{C}$? Ответ мотивируйте.

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

114. Вычислите осмотическое давление при $25\text{ }^\circ\text{C}$ раствора, в 5 л которого содержится 171 г сахара ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$).

115. 400 мл раствора содержит 2 г растворённого вещества. Осмотическое давление раствора при $27\text{ }^\circ\text{C}$ $1,216 \cdot 10^5$ Па. Определите молярную массу растворённого вещества.

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

117. Сколько (г) этанола ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) надо растворить в 500 мл воды, чтобы осмотическое давление раствора при $20\text{ }^\circ\text{C}$ составляло $4,052 \cdot 10^5$ Па. Объём раствора принять равным объёму воды.

118. 200 мл раствора содержит 1 г растворённого вещества. При $20\text{ }^\circ\text{C}$ 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 ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) и глицерина ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$). 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. Осмос 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 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, K_2S , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, 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) $(\text{NO}_3)_2$; 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 pH (> 7 $<$) имеют растворы следующих солей: K_3PO_4 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, 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 pH (> 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) $Pb(NO_3)_2$ и KI ; в) $CdSO_4$ и Na_2S .

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

- а) $\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ = \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$;
 б) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- = \text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$;
 в) $\text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^- = \text{PbI}_2$.

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:

- $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ = \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$;
 $\text{Cd}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cd}(\text{OH})_2$;
 $\text{H}^+ + \text{NO}_2^- = \text{HNO}_2$.

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:

- а) $\text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{S} = \text{ZnS} + 2\text{H}^+$;
 б) $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$;
 в) $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}$.

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:

- а) $\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^- = \text{BeO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$;
 б) $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ = \text{CH}_3\text{COOH}$;
 в) $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$.

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 комплекс-

ных 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?

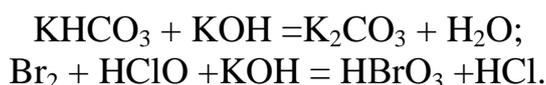
178. Хлорид серебра растворяется в растворах аммиака и тиосульфата натрия. Дайте этому объяснение и напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций,

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 каждой 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:



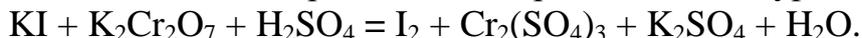
Расставить коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции, составив электронно-ионные уравнения. Указать, какое вещество является окислителем, а какое – восстановителем.

182. Реакция протекает по схеме:



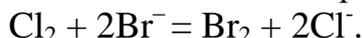
Составить электронно-ионные уравнения. Расставить коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции. Указать, какое вещество является окислителем, а какое – восстановителем. Вычислить ЭДС.

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:



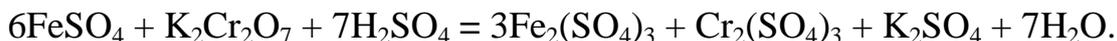
Вычислить ЭДС, выписав значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов из справочной таблицы.

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:

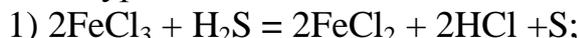


187. Установить, в каком направлении возможно протекание реакции:



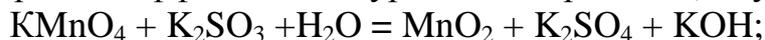
Вычислить ЭДС, выписав значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов из справочной таблицы.

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.

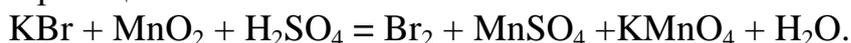
191. Определить эквивалентные массы окислителя и восстановителя в реакции:



192. На основании электронно-ионных уравнений подобрать коэффициенты к уравнению реакции (дописать нужное количество молекул воды):

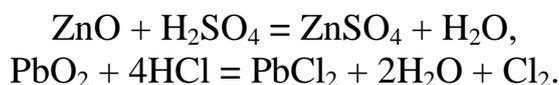


193. На основании электронно-ионных уравнений подобрать коэффициенты к уравнению реакции:

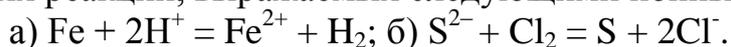


Вычислить молярную массу эквивалента окислителя.

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:



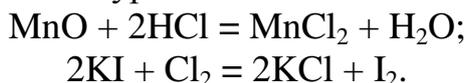
196. На основании электронно-ионных уравнений подобрать коэффициенты к уравнению реакции: $FeS + HNO_3 = Fe(NO_3)_3 + H_2SO_4 + NO_2$.

Определить направление протекания реакции.

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

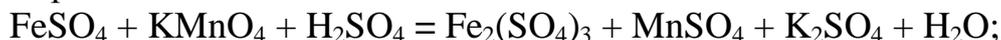


198. Реакции выражаются уравнениями:



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: $Ag + HNO_3 = AgNO_3 + NO_2 + H_2O$.

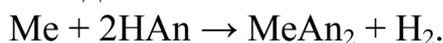
Примеры выполнения заданий по контрольной работе

Закон эквивалентов

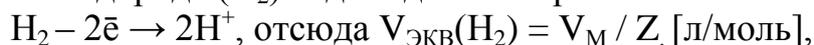
Пример 1. При взаимодействии 8 г двухвалентного металла с кислотой выделилось 4,48 л водорода (н.у.). Вычислить молярную массу эквивалента и атомную массу металла.

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 $V_{\text{М}}(\text{H}_2) = 22,4$ л, то эквивалентный объем водорода

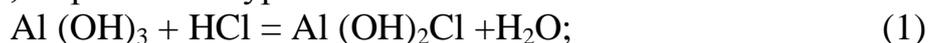
$$V_{\text{Э}}(\text{H}_2) = V_{\text{М}}(\text{H}_2) / z, \quad V_{\text{Э}}(\text{H}_2) = 22,4 / 2 = 11,2 \text{ л.}$$

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

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

$$V(\text{H}_2) = \frac{m(\text{Me}) \cdot V_3(\text{H}_2)}{m_3(\text{Me})} = \frac{16,8 \cdot 11,2}{56} = 3,36(\text{л}).$$

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 $H-H$ и $H-Cl$.

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

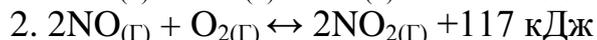
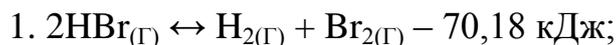
Пример 3. Чем объясняется направленность ковалентной связи? Как направлены связи в молекулах $AlCl_3$ и PCl_3 ?

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%-ном растворе H_3PO_4 , плотность которого равна $1,031 \text{ г/см}^3$.

Решение: Масса одного литра 6%-ного 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:

$$m(\text{H}_3\text{PO}_4) = m(\text{раствора}) \cdot \omega;$$

$$\omega = m_1(\text{H}_3\text{PO}_4) / 100;$$

$$m(\text{H}_3\text{PO}_4) = m(\text{раствора}) \cdot m_1(\text{H}_3\text{PO}_4) / 100;$$

$m_1(\text{H}_3\text{PO}_4)$ – масса фосфорной кислоты в 100 г 6%-го раствора;

$$m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1031 \cdot 6 / 100 = 61,86 \text{ г}.$$

Молярную концентрацию (молярность) вычисляем по формуле:

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

$$C_M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 61,86 / 98 \cdot 1 = 0,63 \text{ моль/л}.$$

Молярную концентрацию эквивалентов вещества (нормальность) определяем по формуле:

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

$$m_{\text{Э}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = M(\text{H}_3\text{PO}_4) / z(\text{H}_3\text{PO}_4) \text{ [г/моль];}$$

z – основность кислоты (число катионов водорода в кислоте $n\text{H}^+$),

$$z(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3;$$

$$m_{\text{Э}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 / 3 = 32,66 \text{ г/моль};$$

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

Находим моляльную концентрацию (моляльность) фосфорной кислоты в растворе:

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

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1031 - 61,86 = 969,14 \text{ г} = 0,969 \text{ кг};$$

$$C_m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 61,86 / 98 \cdot 0,969 = 0,65 \text{ моль/кг (H}_2\text{O)}.$$

Пример 2. В 250 мл воды растворили 8 г хлорида меди(II) CuCl_2 . Рассчитать массовую и молярную доли растворенного вещества, молярную, моляль-

ную, 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 (С %) 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:

$m(\text{раствора}) = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{CuCl}_2)$, зная что плотность воды $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1$ г/мл; $m(\text{H}_2\text{O}) = \rho(\text{H}_2\text{O}) \cdot V(\text{H}_2\text{O})$, $m(\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 250 = 250$ г, $m(\text{раствора}) = 250 + 8 = 258$ (г).

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

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:

$$n(\text{CuCl}_2) = \frac{m(\text{CuCl}_2)}{M(\text{CuCl}_2)} = \frac{8}{134,5} = 0,06(\text{моль}).$$

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:

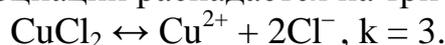
$$T = \frac{m(\text{раств-ва})}{V(\text{р-ра})} = \frac{8}{220,5} = 0,036(\text{г/мл}).$$

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:

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

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.

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

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

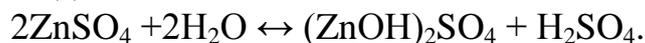
Ответ: $\omega_{\%} = 3\%$, $C_M = 0,27 \text{ (моль/л)}$, $C_H = 0,54 \text{ (моль/л)}$, $X = 0,004$, $C_m = 0,24 \text{ (моль/кг}_{\text{раств}} - \text{ля)}$, $T = 0,036 \text{ (г/мл)}$, $P = 1872 \text{ кПа}$, $\Delta p = 0,035 \text{ кПа}$, $\Delta t_{\text{крист.}} = 1,25 \text{ °С}$, $\Delta t_{\text{кип.}}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

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 $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и сильной многоосновной кислоты H_2SO_4 . Гидролиз будет протекать по катиону. Ионно-молекулярное уравнение гидролиза:



или в молекулярном виде:



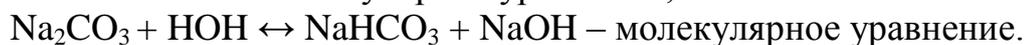
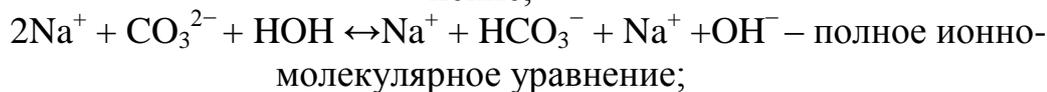
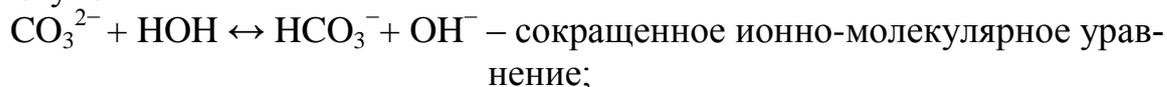
В растворе появляется избыток ионов водорода H^+ , поэтому раствор ZnSO_4 имеет кислую реакцию ($\text{pH} < 7$). В обычных условиях гидролиз идет по первой ступени. Образования молекулы $\text{Zn}(\text{OH})_2$ на первой ступени гидролиза не происходит.

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 степень

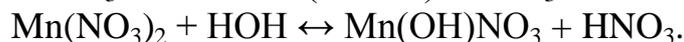
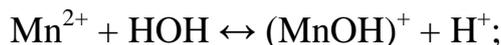


Как видно из сокращенного ионно-молекулярного уравнения, в растворе соли в результате гидролиза присутствуют гидроксид-ионы, это указывает на щелочной характер среды. pH такого раствора будет принимать значение >7 .

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 $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$.

Решение: Нитрат марганца (II) $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ – соль, образованная слабым основанием $\text{Mn}(\text{OH})_2$ и сильной кислотой – это случай гидролиза по катиону. Гидроксид марганца является двухкислотным основанием, гидролиз должен протекать по двум ступеням.

1 степень



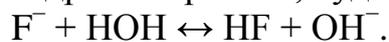
Гидроксонитрат марганца (II) $\text{Mn}(\text{OH})\text{NO}_3$ – малорастворимое соединение, поэтому гидролиз по второй ступени практически протекать не будет.

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 степень) следующих солей: а) KF; б) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; г) Na_2S . Указать реакцию среды растворов этих солей.

Решение:

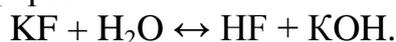
а) Фторид калия – $\text{KF} \leftrightarrow \text{K}^+ + \text{F}^-$, соль образована слабой кислотой HF и сильным основанием KOH. Гидролиз простой, будет протекать по аниону.



Ионно-молекулярное уравнение гидролиза:



или в молекулярной форме:

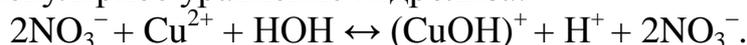


В результате гидролиза в растворе увеличивается концентрация гидроксид-ионов, поэтому раствор KF имеет щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$).

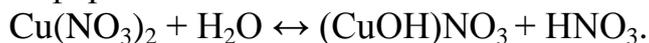
б) Нитрат меди (II) – $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \leftrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$, соль образована слабым основанием $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и сильной кислотой HCl. Гидролиз сложный ступенчатый, будет протекать по катиону:



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 ($\text{pH} < 7$).

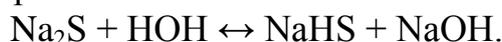
в) Сульфид натрия – $\text{Na}_2\text{S} \leftrightarrow 2\text{Na}^+ + \text{S}^{2-}$, соль образована сильным основанием NaOH и слабой кислотой H_2S . Гидролиз сложный ступенчатый, будет протекать по аниону:



Ионно-молекулярное уравнение гидролиза:



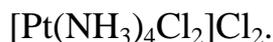
в молекулярной форме:



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^- .

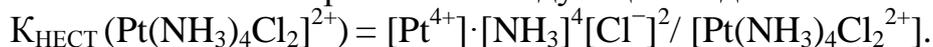
Заряд комплексного иона равен сумме зарядов комплексообразователя и лигандов. В соединении заряд комплексного иона Pt^{x+} равен: $x + 4 \cdot 0 + (-2) = +2$, $x = +4$, т. е. заряд платины Pt^{4+} .

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:



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 образо-

вания комплекса, или константой устойчивости. $K_{уст} = 1/K_{неуст}$. $K_{неуст}$ - величина табличная.

Окислительно-восстановительные реакции

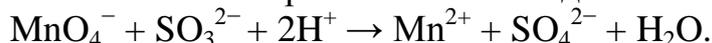
Для решения заданий данного раздела воспользуйтесь Таблицей 4 Приложения 3.

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 $H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$ и используют в качестве компонента реакции молекулы H_2O ионы H^+ и OH^- .

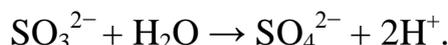
Пример 1. На основании электронно-ионного метода подобрать коэффициенты в уравнение реакции:



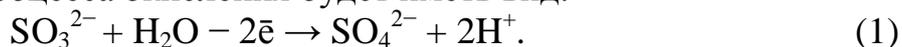
Решение: Это уравнение необходимо записать в ионном виде, учитывая те ионы, которые изменили свой первоначальный вид:



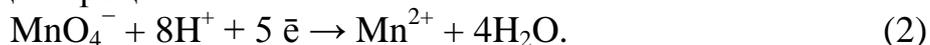
В этой реакции ион SO_3^{2-} окисляется в ион SO_4^{2-} . Недостающий кислород при переходе SO_3^{2-} в SO_4^{2-} берется из воды, и в результате образуется избыток ионов H^+ :



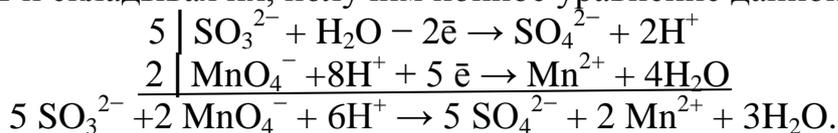
Так как суммы зарядов в левой и правой части уравнения должны равняться друг другу, из левой части следует вычесть два электрона. Электронно-ионное уравнение для процесса окисления будет иметь вид:



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:



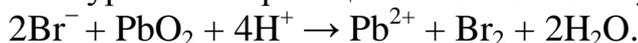
От ионного уравнения легко перейти к молекулярному уравнению:



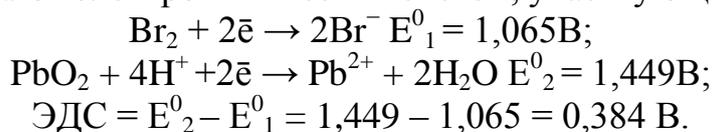
Пример 2. Установить направление возможного протекания реакции:



Решение: Запишем уравнение реакции в ионно-молекулярной форме:



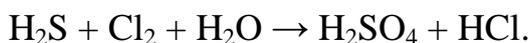
По таблице (Лурье. Ю. Ю. Справочник по аналитической химии. - Москва: Химия, 1978. - 447 с.) находим числовые значения стандартных электродных потенциалов электрохимических систем, участвующих в реакции:



Окислителем всегда служит система с более высоким значением электродного потенциала. Поскольку здесь значение E_2^0 значительно больше, чем E_1^0 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).

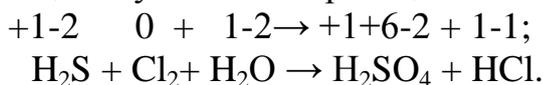


Пример 3. Составить уравнение реакции окисления сероводорода хлорной водой. Реакция протекает по схеме:

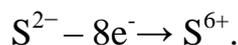


Определить тип окислительно-восстановительной реакции. Рассчитать эквивалентные массы окислителя и восстановителя. Определить возможность протекания реакции в указанном направлении.

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:

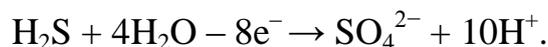


В данном процессе атом серы является восстановителем.

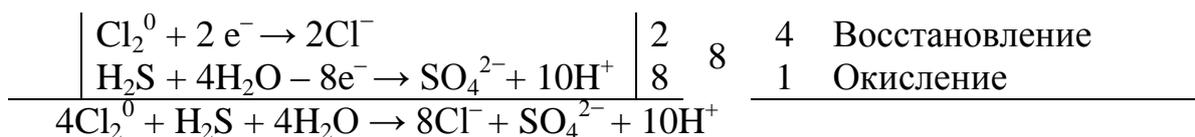
Хлор понизил степень окисления с 0 до -1, принимая два электрона (поскольку атомов два): $\text{Cl}_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Cl}^-$. Атомы хлора выступают в роли окислителя.

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.

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

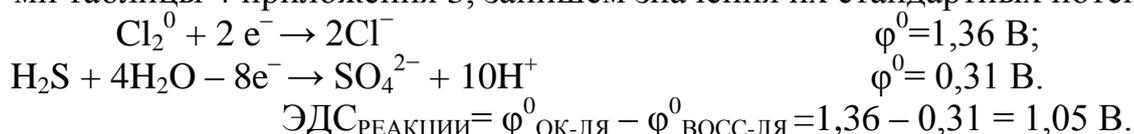
Аналогично рассчитываем молярную массу эквивалента восстановителя:

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

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 3, запишем значения их стандартных потенциалов:



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

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

Вещество	Состояние	ΔH^0_{298} , кДж/моль	ΔS^0_{298} , Дж/(моль·К)	ΔG^0_{298} , кДж/моль
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

Вещество	Состояние	ΔH^0_{298} , кДж/моль	ΔS^0_{298} , Дж/(моль·К)	ΔG^0_{298} , кДж/моль
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

Вещество	Состояние	ΔH^0_{298} , кДж/моль	ΔS^0_{298} , Дж/(моль·К)	ΔG^0_{298} , кДж/моль
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

Локальный электронный методический материал

Елена Васильевна Кочановская

ХИМИЯ

Редактор С. Кондрашова

Уч.-изд. 4,3. Печ.л. 3,4.

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